



Universidad Nacional de San Luis

Facultad de Ingeniería y Ciencias Agropecuarias



QUÍMICA

Teoría y Práctica

Carreras: Ingeniería Química
Ingeniería en Alimentos
Ingeniería Agronómica

El presente material está destinado a los aspirantes a ingresar a las carreras de Ingeniería Química, Ingeniería en Alimentos e Ingeniería Agronómica que se dictan en la Facultad de Ingeniería y Ciencias Agropecuarias de la Universidad Nacional de San Luis. Ha sido elaborado desde el Área de Química de dicha institución. La compilación del material fue realizada por la profesora Nora Andrea Merino.

El propósito de este es acompañar a dichos aspirantes, en el proceso de reafirmación y desarrollo de competencias, utilizando un conjunto de actividades referidas a contenidos de Química de la etapa de Nivelación.

CURSO DE INGRESO DE QUÍMICA

Fundamentos

Este curso de Química tiene como objetivo contribuir al desarrollo de las capacidades y aprendizaje de los contenidos fundamentos de esta disciplina, con la finalidad de nivelar los conocimientos que han adquirido los estudiantes en el nivel medio, y articular una mejor inserción al sistema universitario.

Es intención de los docentes responsables del dictado de esta asignatura, realizar esta tarea de forma progresiva y constante, a través de la realización de actividades que estimulen al estudiante a desarrollar sus habilidades intelectuales, tales como identificar un problema, relacionar los contenidos dados, discernir en el uso de los temas a aplicar en la resolución de las actividades, justificar el uso de estos, esquematizar e identificar los conocimientos que serán estudiados, etc.

En particular, con este curso se pretende que los alumnos conozcan la necesidad del estudio de la Química, y la importancia en su futura formación profesional, estudiando temas tales como química de la materia y la formulación de compuestos químicos.

El dictado del curso se realizará priorizando la participación del estudiante durante clases teórico-prácticas, y brindando las consultas necesarias para que se alcancen los objetivos propuestos.

Objetivos

- ✓ Comprender los conceptos fundamentales que permitan la interpretar los fenómenos químicos.
- ✓ Adquirir los conocimientos mínimos necesarios para el abordaje de la asignatura Química General en el curso de grado.
- ✓ Utilizar lenguaje simbólico para representar elementos, isótopos, sustancias simples y compuestos inorgánicos.
- ✓ Predecir los productos de una reacción dada o la factibilidad de una reacción entre especies químicas inorgánicas.
- ✓ Representar transformaciones químicas utilizando diferentes lenguajes.
- ✓ Resolver ejercicios y problemas a través de una metodología sistemática y práctica, aplicando conceptos, leyes o principios de Química.

Modalidad

De las clases: Teórico-prácticas.

Del cursado: Presenciales.

De la evaluación: Aprobar un examen escrito con un mínimo requerido del 70% o alguna de sus dos recuperaciones para aquellos estudiantes que no aprobaron en la primera instancia.

Criterio de aprobación del curso: Asistencia al ochenta por ciento (80%) de todas las clases teórico-prácticas y aprobación del examen final en su primera instancia o sus recuperaciones.

Características

Frecuencia: Dos (2) encuentros semanales, tres (3) horas cada uno.

Cronograma del cursado: martes y jueves de 8:00 a 11:00 horas.

Fecha de dictado: desde el 3 de febrero hasta el 5 de marzo de 2026.

Evaluación: 5 de marzo de 2026.

Primer Recuperatorio: 10 de marzo de 2026.

Segundo Recuperatorio: 12 de marzo de 2026

Lugar del cursado: Aula Magna (Agronomía) – Campus FICA.

Destinatarios: Estudiantes ingresantes a Ingeniería Química, Ingeniería en Alimentos e Ingeniería Agronómica, de la Facultad de Ingeniería y Ciencias Agropecuarias de la Universidad Nacional de San Luis.

Docencia

Coordinador docente: Dra. Nora Andrea Merino – ingreso.quimica.fica@gmail.com

Docentes:

Ing. Eliana Fernández
Dra. Yanina Maidana
Ing. Darío Mora
Mg. Natalia del Negro
Ing. Mercedes Quiroga
Mg. Ricardo Rossi
Ing. Silvina Saibene

Cronograma de actividades

Fecha	
03-02	Inicio de las clases – Sistemas materiales
05-02	Algunos conceptos en química
10-02	Teoría atómica
12-02	Tabla periódica
17-02	<i>Feriado Carnaval</i>
19-02	Formulación: introducción, óxidos y anhídridos
24-02	Formulación: hidróxidos y ácidos
26-02	Formulación: hidruros e hidrácidos, sales
02-03	Formulación: revisión
05-03	<i>Examen Escrito</i>
10-03	<i>Primer Recuperatorio</i>
12-03	<i>Segundo Recuperatorio</i>

PROGRAMA ANALÍTICO

1. TEMA 1: QUÍMICA – MATERIA

- 1.1. CONCEPTO DE QUÍMICA
- 1.2. HABLEMOS DE QUÍMICA
 - 1.2.1. La Química Moderna
 - 1.2.2. Principales ramas de la Química
- 1.3. MATERIA
 - 1.3.1. Definición
 - 1.3.2. Clasificación
- 1.4. ESTADOS Y CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA
 - 1.4.1. Transformaciones y fenómenos de la materia
 - 1.4.2. Estados de agregación de la materia
 - 1.4.3. Presión de vapor
 - 1.4.4. Vacío y sistemas evacuados
- 1.5. PROPIEDADES DE LA MATERIA
 - 1.5.1. Propiedades físicas y químicas
 - 1.5.2. Propiedades intensivas y extensivas
- 1.6. SISTEMAS MATERIALES
 - 1.6.1. Sistemas abiertos, cerrados y aislados
 - 1.6.2. Sistemas homogéneos y heterogéneos
 - 1.6.3. Definiciones importantes
- 1.7. SOLUCIONES Y COLOIDES
 - 1.7.1. Estudio de las propiedades de los sistemas coloidales y de las soluciones
 - 1.7.2. Ejemplos de sistemas coloidales
 - 1.7.3. Concentración y solubilidad
- 1.8. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE SISTEMAS MATERIALES
 - 1.8.1. Métodos físicos
 - 1.8.2. Métodos fisicoquímicos
 - 1.8.3. Métodos químicos

Guía de problemas

2. TEMA 2: MOLÉCULAS – ÁTOMOS – IONES

- 2.1. Introducción
- 2.2. Teoría atómica de Dalton
- 2.3. Estructura del átomo
- 2.4. Número atómico
- 2.5. Número másico
- 2.6. Iones
- 2.7. Masa atómica
- 2.8. Mol
- 2.9. Molécula
- 2.10. Masa molar
- 2.11. Número de Avogadro
- 2.12. La tabla periódica

Guía de problemas

3. TEMA 3: FÓRMULAS QUÍMICAS – REACCIONES QUÍMICAS

- 3.1. EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA
 - 3.1.1. Cationes y aniones
 - 3.1.1.1. Cationes metálicos
 - 3.1.1.2. Cationes no metálicos

- 3.1.1.3. Cationes homopoliatómicos
- 3.1.1.4. Cationes heteropoliatómicos
- 3.1.1.5. Aniones monoatómicos
- 3.1.1.6. Aniones homopoliatómicos
- 3.1.1.7. Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H^+)
- 3.1.1.8. Aniones heteropoliatómicos (CN^- y SCN^-)
- 3.1.1.9. Aniones poliatómicos AO_x^{n-} (Oxoaniones)
- 3.1.1.10. Aniones poliatómicos $H_yAO_x^{n-}$ (Hidrógeno oxoaniones y oxoaniones ácidos)

3.2. FÓRMULAS QUÍMICAS

- 3.2.1. Fórmula molecular
- 3.2.2. Fórmula estructural
- 3.2.3. Fórmula empírica
- 3.2.4. Número de oxidación
 - 3.2.4.1. Reglas para la asignación del número de oxidación
- 3.2.5. Electronegatividad
- 3.2.6. Teoría del octeto
- 3.2.7. Fórmula de los compuestos iónicos

3.3. REACCIONES QUÍMICAS

- 3.3.1. Balanceo de una reacción
- 3.3.2. Clasificación de las reacciones químicas

3.4. NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS

- 3.4.1. Compuestos binarios
 - 3.4.1.1. Hidruros
 - 3.4.1.1.1. Hidruros metálicos
 - 3.4.1.1.2. Hidruros no-metálicos
 - 3.4.1.2. Ácidos hidrácidos
 - 3.4.1.3. Óxidos
 - 3.4.1.3.1. Óxidos básicos
 - 3.4.1.3.2. Óxidos ácidos (anhídridos)
 - 3.4.1.4. Sales binarias
- 3.4.2. Compuestos ternarios
 - 3.4.2.1. Ácidos oxácidos
 - 3.4.2.2. Hidróxidos
 - 3.4.2.3. Oxosales
- 3.4.3. Compuestos cuaternarios
 - 3.4.3.1. Sales ácidas
 - 3.4.3.2. Sales básicas

Guía de problemas

ANEXO 1: MAGNITUDES Y UNIDADES DE MEDIDA

A.1. MEDICIÓN Y SISTEMAS DE UNIDADES

- A.1.1. Capacidad y volumen
- A.1.2. Peso y masa
- A.1.3. Densidad y peso específico
- A.1.4. Calor y temperatura

A.2. CONSIDERACIONES MATEMÁTICAS

- A.2.1. Redondeo
- A.2.2. Notación científica

Guía de problemas

ANEXO 2: FORMULACIÓN

Bibliografía

- [1] Raymond Chang, Kenneth A. Goldsby. "Química". 11^{ma} Edición. McGraw Hill. 2013.
- [2] Peter Atkins, Loretta Jones. "Química. Moléculas, Materia, Cambio". 3^{ra} Edición. Ediciones Omega S.A. Barcelona. 1998.
- [3] Ralph H. Petrucci, Williams S. Harwood, F. Geoffrey Herring. "Química General". 8^{va} Edición. Prentice Hall. Madrid. 2002.
- [4] Academia César Vallejo. "Química. Análisis de principios y aplicaciones". Tomo I y II. 3^{ra} Edición. Lumbreras Editores SRL. 2001.
- [5] Skoog, West, Crouch y Holler. "Fundamentos de Química Analítica". 9^a Edición. Cengage Learning S.A. 2015.

Antes de comenzar, charlemos un ratito...

¿Por qué estudiamos Química?

Estudiar Química es esencial para tu formación como **ingeniero químico, ingeniero en alimentos e ingeniero agrónomo**, porque esta ciencia explica la composición, el comportamiento y la transformación de toda la materia que interactúa con nosotros diariamente. La química permite comprender desde los procesos más simples que ocurren en el hogar hasta los sistemas complejos que se desarrollan en industrias, laboratorios, plantas de producción y ecosistemas naturales.

Para un **ingeniero químico**, la química constituye la base para interpretar y controlar las reacciones y fenómenos que permiten producir materiales, compuestos y tecnologías. Gracias a este conocimiento podrás diseñar procesos industriales más eficientes, seguros y sostenibles; optimizar el uso de energía y recursos; desarrollar nuevos materiales y mejorar la calidad de productos como fármacos, combustibles, polímeros o productos de limpieza. Entender qué sucede a nivel molecular es indispensable para tomar decisiones técnicas acertadas.

En el ámbito de la **Ingeniería en Alimentos**, la química te permitirá analizar la composición de los alimentos, los cambios que sufren durante su procesamiento, y los factores que determinan su valor nutritivo, textura, sabor y vida útil. Esta comprensión te habilita a formular nuevos productos, aplicar métodos de conservación adecuados, garantizar la inocuidad alimentaria y responder a las necesidades de los consumidores desde una perspectiva científica y tecnológica.

En cuanto a la **Ingeniería Agronómica**, la química es clave para comprender la dinámica de los suelos, los ciclos de nutrientes, el comportamiento de fertilizantes y fitosanitarios, y los procesos bioquímicos que intervienen en el crecimiento vegetal. Este conocimiento te permitirá mejorar el rendimiento de los cultivos, gestionar el uso del agua y del suelo de forma responsable, y aplicar prácticas agrícolas sostenibles basadas en la evidencia.

En síntesis, estudiamos Química porque es una ciencia central que nos ayuda a entender de qué está hecho el mundo y cómo se transforma. Para las tres ingenierías, constituye un pilar fundamental que te permitirá analizar, diseñar, innovar y tomar decisiones informadas en tu futuro profesional.

RECOMENDACIONES PARA ESTUDIAR Y RAZONAR LOS PROBLEMAS

Si aprender química es una experiencia nueva para ti, o la encuentras difícil, te dejo algunos consejos para que apliques cuando estudias:

- Aprende un tema antes de pasar a uno nuevo. En la química, los conceptos nuevos se apoyan en los conceptos anteriores. No se debe dejar nada de lado esperando aprenderlo más tarde. Y desde luego, no retrases el estudio hasta la fecha de examen.
- Hay que saber algo de matemática para resolver los problemas. Generalmente, aritmética y álgebra elemental. Cuando hagas el curso de matemática piensa que es una herramienta que te permite resolver problemas en otras áreas como la química y la física.
- La calculadora es una herramienta muy útil para la resolución de problemas. Pero no es capaz de razonar y analizar los mismos. Seleccionado el procedimiento correcto para la resolución, será una aliada muy importante, por lo que aprender a usarla correctamente será en extremo provechoso.
- La Química no se estudia de memoria. Solo será necesario memorizar algunos conceptos fundamentales. Este mínimo apréndelo realmente bien; después centra tu atención en cómo utilizarlo de manera lógica y efectiva.
- ANTES de resolver los problemas, estuda los apuntes de clase y/o los capítulos del libro correspondientes. La Teoría es indispensable para la resolución de los ejercicios. Y a esto le agrego que cuando empieces a cursar, y tengas las clases de teoría y práctico por separado, asiste a ambas, una es complementaria de la otras y ambas te ayudaran a incorporar los conocimientos que sean enseñados.
- Intenta resolver los problemas con la menor ayuda posible. Si has necesitado la ayuda de un compañero o del profesor, trata luego de resolver algunos similares por tus propios medios.

TEMA 1

QUÍMICA – MATERIA



La química, junto con la física de la materia sólida en la tierra, tratan sobre los cimientos del mundo material en el que se basa toda nuestra vida.

(Robert S. Mulliken)

Competencias:

- ↳ Diferenciar los estados de la materia.
- ↳ Conocer los distintos criterios de clasificación de las propiedades de la materia.
- ↳ Distinguir entre fenómenos físicos y químicos.
- ↳ Reconocer los diferentes sistemas materiales.

1.1. CONCEPTO DE QUÍMICA

Desde el comienzo de la humanidad, hombres y mujeres observaron en el mundo que los rodeaba la ocurrencia de diversos fenómenos e intentaron explicarlos. La observación llevó a la elaboración de las más variadas hipótesis y especulaciones acerca del origen de los hechos observados. Las personas observaban, se preguntaban y elaboraban respuestas acerca de entes comunes del mundo material, como el aire, el agua, las rocas, el viento, el fuego, etc. Con el correr del tiempo, las personas registraron sus observaciones, especulaciones e hipótesis. Es así como se tomó conocimiento de las diversas ideas y acciones que surgieron para el estudio del entorno. Las respuestas e hipótesis se modificaban a medida que se incrementaba el conocimiento, a través de los diferentes períodos del desarrollo de las ciencias, demostrándose posteriormente que algunas se fundamentaban en la magia y/o la mística y otras en sencillas demostraciones empíricas. Cuando el nivel de conocimiento permitió reconocer la importancia de los estudios sistemáticos tales como la medición y la experimentación, éstos se incorporaron como procedimientos imprescindibles para dar respuestas válidas, y es entonces cuando la química aparece como una ciencia, la ciencia de la materia y de sus cambios.

La química es la ciencia que estudia la materia (su composición, estructura y propiedades) y los cambios que ocurren en ella durante las reacciones químicas, como así también la energía involucrada en sus transformaciones.

La materia aparece en formas muy diversas: plantas, animales, automóviles, computadoras, lluvia, comida, etc., por lo tanto, conocer la Química es importante para comprender como funciona nuestro mundo y poder mejorar nuestra calidad de vida. La Química forma parte de las Ciencias Naturales, es decir, de las ciencias cuyo objeto de estudio son los fenómenos que ocurren en la naturaleza.

Desde tiempos inmemoriales, el hombre observó que, en muchos fenómenos, los cambios en los cuerpos materiales estaban asociados a alguna forma de energía. Era común generar fuego quemando carbón o madera seca; con ese fuego se podía cocinar la carne, calentar agua colocando una olla sobre la llama y observar que el agua se convertía en vapor y que éste estaba caliente y quemaba la piel. Si bien el concepto intuitivo de energía siempre estuvo asociado al concepto de materia, el estudio sistemático de este hecho surge recién con la física clásica de Newton y su aplicación tecnológica se desarrolla con la llamada revolución industrial, impulsada por

el esfuerzo de inventores y personas prácticas que trataban de obtener mejores “máquinas de trabajar” y de científicos que trataban de explicar lo que sucedía.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. A partir de allí, hubo un desarrollo acelerado de tecnología, hasta el uso de las computadoras y microscopios especiales, que les permite a los químicos analizar la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñar nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos, productos de consumo no contaminante y materiales superconductores.

1.2. HABLEMOS DE QUÍMICA

1.2.1. La Química Moderna

Cuando la química investiga la realidad buscando nuevos conocimientos, se comporta como *ciencia pura*. Si sus objetivos son utilitarios, aprovechando los conocimientos para beneficio de la humanidad, se convierte en *ciencia aplicada*. La química ha tenido un gran impacto en el desarrollo de nuevos materiales y tecnologías. En la Tabla 1.1. se pueden observar algunas de los logros obtenidos en diferentes áreas científicas.

Tabla 1.1. Impacto de la Química en la vida moderna.

Ciencias médicas	Energía y ambiente	Tecnología y materiales	Agricultura y alimentos
Entre las implicancias más importantes de la química en la medicina se pueden mencionar: -Las medidas de salud pública que establecieron sistemas sanitarios para proteger a numerosas personas contra enfermedades infecciosas; -La cirugía con anestesia, que ha posibilitado a los médicos curar enfermedades posiblemente mortales, como la apendicitis. - Las vacunas y antibióticos han hecho factible la prevención de enfermedades causadas por microorganismos.	En la actualidad, las principales fuentes de energía son los combustibles fósiles pero estas reservas se consumirán, por lo que es urgente encontrar fuentes alternas. La energía solar, la energía eólica y el uso de hidrógeno son fuentes de energía alternativas para su reemplazo. Cada tipo de energía tiene su influencia en el medioambiente y su impacto debe ser cuidadosamente estudiado.	Entre los materiales desarrollados de mayor importancia se pueden mencionar: los polímeros (incluidos el caucho y el nailon), la cerámica (como la usada en utensilios de cocina), los cristales líquidos (los de las pantallas electrónicas), los adhesivos (como los usados en notas adherentes), materiales de recubrimiento (por ejemplo, las pinturas de látex) y los superconductores. En cuanto a la tecnología, el desarrollo de las computadoras es uno de los avances más destacados de los últimos siglos.	La química se encuentra en la producción de nutrientes, fertilizantes y plaguicidas para el mejoramiento de los cultivos y del suelo, evitando la contaminación del medioambiente. Los avances se focalizan en el en la mejora de los procesos biotecnológicos.

1.2.2. Principales ramas de la química

- ✚ **Química Inorgánica:** estudia la formación, composición, propiedades, estructura, los intercambios energéticos y las reacciones químicas entre los elementos de la tabla periódica, excluyendo el carbono (aunque con algunas excepciones). Trata especialmente la formación de óxidos, ácidos, álcalis y sales.
- ✚ **Química Orgánica:** química del carbono. Estudia la síntesis, las reacciones y las propiedades de una clase numerosa de moléculas formadas por cadenas que contienen carbonos enlazados entre ellos y con otros elementos como hidrógeno, oxígeno y heteroátomos.
- ✚ **Bioquímica:** estudia la composición, estructura y funciones de las moléculas complejas que forman sistemas biológicos, e intervienen en procesos químicos vitales, como la fotosíntesis, digestión, respiración, reproducción, circulación, etc.
- ✚ **Química Física:** estudia los fundamentos físicos de los sistemas y procesos químicos. En particular, son los aspectos energéticos y dinámicos de tales sistemas y procesos. Incluye la termodinámica química, la cinética química, la electroquímica, y la mecánica estadística. Usualmente se la asocia con la química cuántica y la química teórica.
- ✚ **Química Industrial:** estudia los métodos de producción de reactivos químicos en cantidades elevadas y económicamente más beneficiosas.
- ✚ **Química Analítica:** estudia los métodos de identificación (*cualitativa*) y cuantificación (*cuantitativa*) de analitos en una muestra, a través de técnicas clásicas (uso de material común del laboratorio) como técnicas instrumentales (equipos).
- ✚ **Otras:** Petroquímica, Química Nuclear, Química Agrícola, Fotoquímica, Geoquímica, Astroquímica, Farmoquímica, etc.

En la Figura 1.1. se resumen diferentes áreas de otras ciencias donde la Química tiene inherencia y la división general de esta ciencia en sus diferentes áreas de estudio.



Figura 1.1. Áreas de estudio de la Química y su relación con otras ciencias.

1.3. MATERIA

1.3.1. Definición

Se denomina **materia** a todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, que tiene masa (cantidad intrínseca de materia que contiene un objeto), inercia (resistencia de un cuerpo para modificar su estado de reposo o movimiento) y energía que pueda medirse. Todo lo que constituye el universo es materia.

A la materia la podemos estudiar de dos maneras:

- ⊕ Sub-microscópicamente (descripción cuántica): la materia, pura o como mezcla de sustancias, está formado por moléculas, átomos y sus constituyentes: electrones, protones, neutrones y demás partículas subatómicas.
- ⊕ Macroscópicamente (descripción clásica): la materia se encuentra en el universo en cuatro estados fundamentales estables, observables cotidianamente, de acuerdo con las condiciones imperantes y a la temperatura: sólido, líquido, gaseoso y, plasma. Además, en condiciones críticas, la materia puede presentarse en otros estados.

1.3.2. Clasificación

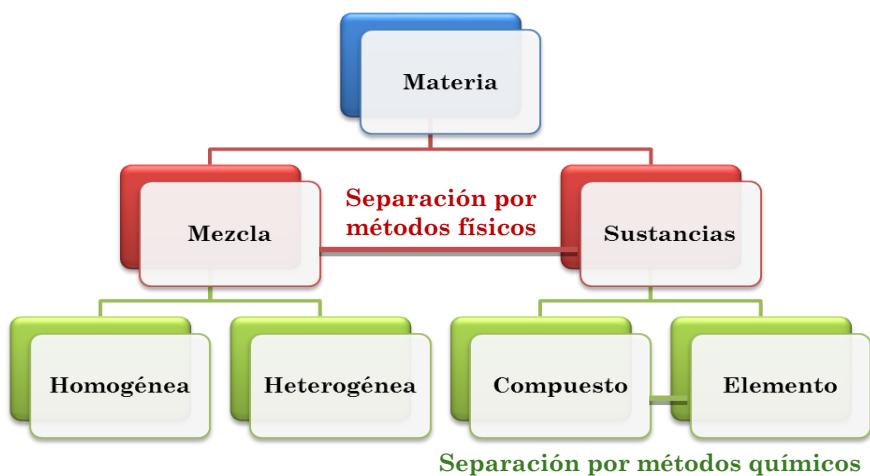


Figura 1.2. Clasificación esquemática de la materia.

- ⊕ **Sustancia:** *forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades que la distinguen de cualquier otra.*

Son ejemplos de ello el agua, amoniaco, azúcar de mesa, oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades. Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.

- ☑ **Sustancia simple:** sustancia, constituida por una sola clase de átomos, que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 119 sustancias elementales o elementos, que se clasifican en la Tabla Periódica. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra y el resto se han sintetizado en laboratorios. Por conveniencia, se usan símbolos de una o dos letras para representar a los elementos, siendo siempre la primera letra mayúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de aurum (oro), Fe de ferrum (hierro) y Na de natrium (sodio). En cambio, en otros casos guardan correspondencia con su nombre en inglés. Entre las sustancias simples moleculares podemos mencionar el oxígeno (O_2), azufre (S_8), yodo (I_2) o fósforo (P_4). Grafito y diamante están formados solo por átomos de carbono (C).

Compuesto: Sustancia que se puede dividir o descomponer en dos o más sustancias distintas o que se puede producir por la combinación de dos o más sustancias. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia o de las capas de hielo de Marte. Así pues, el agua es un compuesto, o sea, una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas. Los compuestos pueden ser moleculares, por ejemplo, agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), butano (C_4H_{10}), aspirina ($C_9H_8O_4$) o iónicos, por ejemplo, óxido de calcio (CaO), cloruro de sodio ($NaCl$).

A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

Resumiendo:

- ☺ **Proporción CONSTANTE entre los constituyentes**
- ☺ **HAY manifestación de energía en la formación**
- ☺ **Los constituyentes NO PUEDEN separarse por métodos físicos**
- ☺ **Los constituyentes PIERDEN sus propiedades originales**
- ☺ **Se pueden DESCOMONER Y ELABORAR por métodos químicos**

 **Mezcla:** *combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades.*

Algunos ejemplos son el aire, las bebidas gaseosas, la leche (grasas, proteínas, agua, hidratos de carbono y otras sustancias); la miel (diferentes azúcares, polen, etc.), hormigón (arena, cemento, agua). Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una **mezcla homogénea**, en la que *la composición y propiedades de la mezcla son uniformes en todo su volumen*, llamada solución. Una *solución o disolución* es una mezcla homogénea que se puede fraccionar en sus componentes. Dichos componentes a su vez son sustancias puras. Una solución está formada por:

- ✓ Un sólido (o varios): reactivo que se encuentra en menor proporción y es el que determina la concentración de la solución
- ✓ Un solvente o disolvente: reactivo que se encuentra en mayor proporción. El solvente más común es el agua.

Si hay una gran cantidad de soluto disuelto se tiene una solución concentrada. Si el soluto está en muy baja concentración se habla de una solución diluida.

Al mezclar arena con virutas de hierro, se mantienen separadas. En este caso, se habla de una **mezcla heterogénea** porque *su composición y propiedades son diferentes en todo su volumen*.

Un caso particular de sistema heterogéneo se presenta cuando una de las fases es un líquido y la otra fase es sólida y se encuentra finamente dividida y dispersa en el seno de la fase líquida. Esta mezcla se denomina **suspensión**. Como ejemplo de suspensión podemos mencionar una mezcla de agua con arena.

Resumiendo:

- ☺ **Proporción VARIABLE entre los constituyentes**
- ☺ **NO HAY manifestación de energía en la formación**
- ☺ **Los constituyentes PUEDEN separarse por métodos físicos**
- ☺ **Los constituyentes CONSERVAN sus propiedades originales**
- ☺ **Al formarse la mezcla, NO HAY FORMACIÓN de sustancias nuevas**

 **Alotropía:** es la existencia de un mismo estado físico de dos o más formas moleculares o cristalinas de un elemento químico, debido a ello, sus propiedades son diferentes. Algunos elementos que presentan allotropía son C, O, P, S, Se, As, Sb, Bi, Fe, Sn, etc.

Actividad 1

Identifique si los siguientes ejemplos corresponden a sustancias puras o a mezclas. En este último caso indique los componentes que la forman:

Aire	Tierra	Agua
Diamante	Dióxido de carbono	Jugo de naranja

Actividad 2

- 1) ¿De qué están formados los cuerpos u objetos que lo rodean?
- 2) Todos los objetos que ha observado ¿Tienen masa? ¿Tendrán peso?
- 3) La masa ¿será la misma para todos? ¿De qué dependerá? ¿Qué puede comentar del peso? ¿De qué va a depender?
- 4) Como casos particulares, ¿cuáles son las semejanzas y diferencias entre un trozo de aluminio y uno de hierro?
- 5) ¿Cuáles son las semejanzas y diferencias entre: a) agua destilada, b) agua de lluvia, c) agua mineral, d) agua de río, e) agua de manantial?
- 6) Defina con sus palabras cuerpo, objeto, materia, materiales y sistema material.
- 7) A partir del conocimiento cotidiano, ¿sabe si algunos de los términos del inciso 6 se utilizan como sinónimos?
- 8) ¿Alguna vez se preguntó cómo es la materia por dentro? Dicho de un modo más específico: ¿La estructura externa de los cuerpos es la misma que la estructura interna?

Escriba sus respuestas y conclusiones.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Actividad 3 (materia y energía)

- 1) ¿Qué es la materia?

.....
.....

- 2) ¿Qué es la energía?

.....
.....

- 3) Con los siguientes ejemplos:

luz	una idea	los sentimientos	energía calórica	sal de mesa
oxígeno	la muerte	un aplazo	una proteína	agua
la atmósfera	un pensamiento	un conocimiento	arena	la vida
energía cinética				

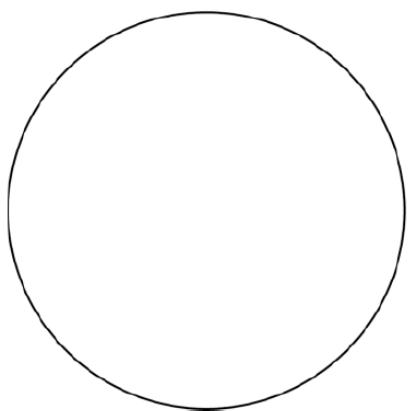
Forme tres conjuntos definidos de la siguiente manera:

 Conjunto A: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales usted no tenga dudas de que son materia.

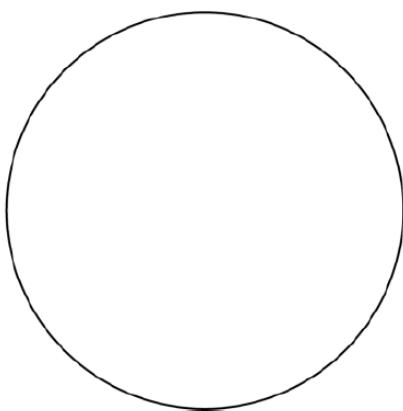
✍ Conjunto B: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales usted no tenga dudas de que no son materia.

✍ Conjunto C: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales a usted le falten algunos datos, tenga dudas de que sean materia o que no pueda decir nada en referencia a su naturaleza.

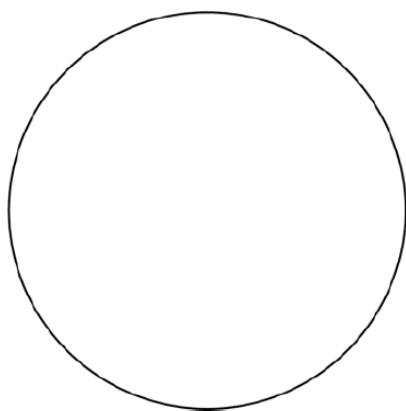
Conjunto A



Conjunto B



Conjunto C



Considerando las actividades y discusiones realizadas podemos afirmar que:

Materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

Actividad 4

Compare esta definición con sus respuestas dadas en las actividades 1 y 2, y revise si algunos de sus conceptos previos se han modificado.

.....
.....
.....
.....

Lea y analice el siguiente texto:

La mayoría de las personas tiene al menos una idea intuitiva de qué es la energía y sabe qué debe hacer para obtenerla y así poder realizar cualquier actividad. La energía es necesaria para hacer funcionar el ascensor de un edificio, para ahorrarnos el trabajo manual de cortar un trozo de madera, para hacer funcionar una motocicleta, para correr, para jugar y hasta para mantenernos vivos mientras dormimos. A modo de ejemplo reconocemos que una garrafa de gas butano y una pila son generadores de energía, pero mientras el primero sirve para cocinar los alimentos, la segunda puede hacer funcionar una linterna. Tenemos una idea aproximada de que los cuerpos que nos rodean tienen una propiedad que llamamos energía que está, de alguna manera, almacenada en ellos. También reconocemos que dependiendo de la calidad de la materia (esto es, del tipo de sustancia), del diseño experimental y de las condiciones operativas, la energía producida tendrá diferentes manifestaciones. Podrá aparecer como energía térmica o calorífica, energía cinética o de movimiento, energía potencial, energía nuclear o atómica o energía radiante, entre otras. Cabe destacar que, en condiciones adecuadas, las diferentes formas en que se presenta la energía pueden convertirse entre sí.

Actividad 5

Cuando realiza una tarea en la que se consume energía, ¿qué sucede con ésta? ¿se pierde? ¿se transforma? ¿se genera?

La cantidad de energía contenida en un cuerpo es una medida de su capacidad para realizar un trabajo. A partir de esto, podemos decir que la materia actúa como un contenedor o un reservorio de energía.

La energía es una medida de la cantidad de trabajo y/o calor que un sistema puede hacer o producir.

Actividad 6

1) Compare la respuesta dada por usted en el inciso 2 de la actividad 3 con esta definición de energía y revise si algunos de sus conceptos previos se han modificado.

.....
.....

A partir de los conceptos anteriormente desarrollados, podemos reconocer que el término energía es muy usado aun cuando representa un concepto abstracto. A diferencia de la materia, la energía no se puede ver, tocar, oler o pesar; aunque se la reconoce por sus efectos.

2) Mencione algunos efectos producidos por distintas formas de energía.

.....
.....

Anteriormente mencionamos que la energía es la capacidad de producir trabajo. Pero... ¿qué es trabajo? En el estudio de la mecánica, el trabajo es “fuerza por distancia”, pero se verá más adelante que hay otros tipos de trabajo. Todas las formas de energía son capaces de hacer trabajo. Analizaremos, a modo de ejemplo, algunas formas de energía:

- ✚ Energía radiante del Sol: La energía solar es la fuente primaria de energía de la Tierra y es la responsable del calentamiento de la atmósfera y de la superficie del planeta, del crecimiento de las plantas a través de un proceso denominado fotosíntesis y de los patrones de clima.
- ✚ Energía química: Es una forma de energía almacenada en las uniones químicas presentes en la materia. Esta cantidad está determinada por el tipo y organización de los átomos en la sustancia. Cuando las sustancias participan en reacciones químicas, esta energía se libera, almacena o convierte en otras formas de energía.
- ✚ Energía potencial: Es la energía que depende de la posición de un objeto y de su masa. Por ejemplo, mientras mayor sea la altitud de un objeto respecto de la superficie terrestre, mayor será su energía potencial gravitatoria.
- ✚ Energía cinética: Es la energía debida al movimiento de un objeto y depende tanto de su masa como de la velocidad de este. Por ejemplo, mientras mayor sea la velocidad de un cuerpo, mayor será su energía cinética.
- ✚ Energía térmica: Es la energía asociada con el movimiento aleatorio de los átomos y las moléculas. En general, la energía térmica se puede calcular a partir de mediciones de temperatura. Cuanto mayor sea la energía cinética de los átomos y moléculas en una muestra de materia, mayor será su energía térmica y estará más caliente.
- ✚ Energía nuclear: Es una forma de energía almacenada entre las partículas elementales que constituyen el núcleo del átomo (protones y neutrones).
- ✚ Energía eléctrica: Es la energía asociada con la interacción entre partículas con carga eléctrica.

Como se mencionó anteriormente, todas las formas de energía pueden intercambiarse. Se siente calor cuando se está bajo el sol porque su energía radiante se convierte en energía térmica en la piel. Cuando se hace ejercicio, la energía química almacenada en el cuerpo se utiliza para producir la energía cinética del movimiento. Cuando una pelota comienza a rodar hacia abajo en una colina, su energía potencial se convierte en cinética. Los científicos han llegado a la conclusión de que a pesar de que la energía puede asumir muchas

formas que son mutuamente interconvertibles, la energía no se puede destruir ni crear. Cuando una forma de energía desaparece, alguna otra forma de energía de igual magnitud debe aparecer. En consecuencia, es posible enunciar la ley de conservación de la energía:

La energía total del universo permanece constante.

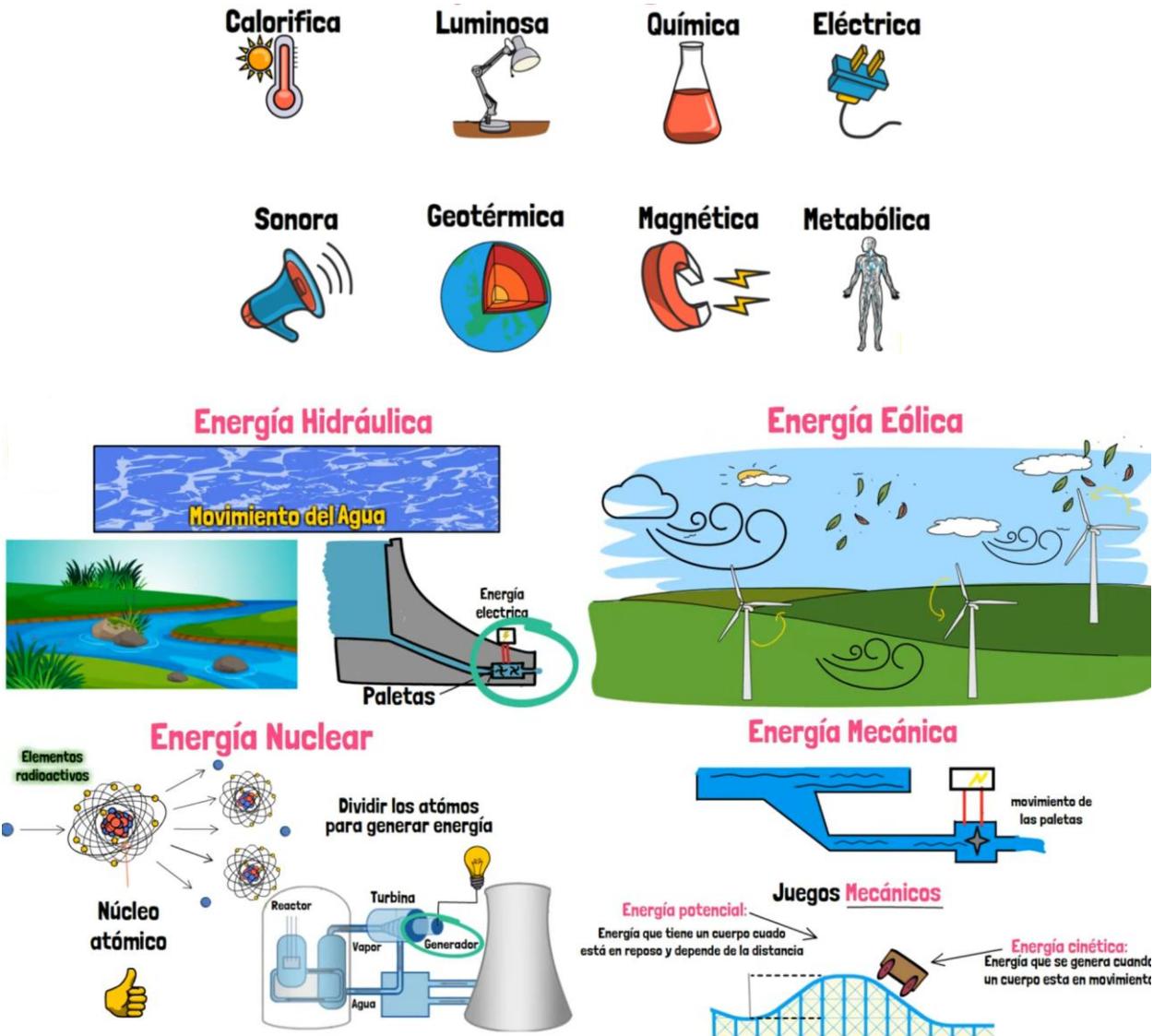
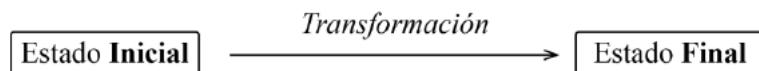


Figura 1.3. Tipos de energía.

1.4. ESTADOS Y CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA

1.4.1. Transformaciones y fenómenos de la materia

Una *transformación* es un proceso que conecta un estado inicial o previo de la materia con un estado final o posterior y se representa de la siguiente manera:

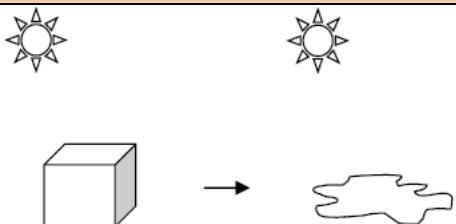


Cuando una transformación puede ser detectada por los sentidos, se la denomina *fenómeno*. Por lo tanto, una transformación no siempre es un fenómeno, pero un fenómeno siempre es una transformación. Cuando la

transformación no modifica ninguna propiedad observable por los sentidos, se necesita de un dispositivo experimental que permita detectar el cambio. Las transformaciones pueden clasificarse en físicas y químicas. En las **transformaciones físicas** no cambia la identidad o naturaleza química de la materia, mientras que en las **transformaciones químicas** ocurre un cambio en la naturaleza química de la materia.

En la Tabla 1.2. se muestran dos transformaciones muy comunes observadas en la naturaleza, que de hecho son fenómenos.

Tabla 1.2. Ejemplos de fenómeno físico y químico.

Fenómeno Físico	Fenómeno Químico
 <p>Cuando se deja un bloque de hielo al sol, éste se derrite. El calor del sol hace que el agua pase del estado sólido al estado líquido, pero tanto en el estado inicial como en el final la sustancia es la misma.</p>	 <p>Cuando se quema un tronco, la sustancia que se tiene inicialmente (madera) se transforma en otra (cenizas y gases), con propiedades químicas y físicas diferentes.</p>

Transformaciones físicas: el calentamiento de un metal, la división de un trozo de madera, la expansión de un gas, la caída de un cuerpo, la evaporación de una masa de agua y los cambios de estado de agregación de una sustancia.

Transformaciones químicas: la descomposición del agua (H_2O) para dar hidrógeno gaseoso (H_2) y oxígeno gaseoso (O_2); la digestión estomacal donde los alimentos ingeridos se degradan a sustancias más sencillas (carbohidratos, proteínas, grasas) para poder ser absorbidos, la combustión del butano (C_4H_{10}) que se emplea en los encendedores, en los que cuando se enciende la chispa, se observa la inflamación del gas en presencia del oxígeno (O_2) del aire y se produce principalmente dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua (H_2O).

Actividad 7

A continuación, se presentan dos ejemplos cotidianos que incluyen transformaciones físicas y químicas. Diga para cada etapa si se trata de una transformación física o química. Indique además cuáles son fenómenos.

Durante el proceso de fotosíntesis	Transformación
La hoja incorpora CO_2 del aire y la raíz toma el H_2O del suelo	
El H_2O y el CO_2 se transforman en nutrientes para la planta	
El O_2 generado en el proceso es liberado a la atmósfera	
Durante el proceso de arranque o encendido de un auto	Transformación
Se inyecta nafta en un carburador	
La nafta se mezcla con aire	
La mezcla se quema	
Los productos de la combustión se expanden en el cilindro	

Actividad 8

Indique para cada ejemplo de la tabla la apariencia o condición inicial y final de cada sistema y qué tipo de cambio los conecta. Asimismo, identifique los fenómenos y las transformaciones.

Ejemplo	Condición inicial	Tipo de cambio	Condición final
Un bloque de hielo al sol			
Azúcar que se carameliza			
Azúcar que se funde			
Rotura de una copa			
Evaporación del alcohol			
Agua destilada de una olla al fuego			
Disolución de sal en agua			
Manteca expuesta al sol una hora			
Manteca expuesta al sol diez días			
Cocción de un bizcochuelo			

1.4.2. Estados de agregación de la materia

Todas las sustancias pueden existir cotidianamente en diferentes estados, siendo cuatro de ellos los más estables y comunes, llamados *estado de agregación*, y hacen referencia a las fuerzas de unión entre sus partículas constituyentes. Los gases difieren de los líquidos, sólidos y plasma, además, en la distancia que media entre las moléculas.

Intuitivamente, todos conocemos algunas de las características distintivas de los sólidos, líquidos y gases. Los gases no tienen forma ni volumen definidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene. Los líquidos fluyen con facilidad, pero, al igual que los sólidos, tienen un volumen definido. Los sólidos son rígidos y exhiben una tendencia a conservar su forma aún en caso de ser sometidos a la acción de grandes fuerzas. Por ejemplo, a presión atmosférica, 18 g de agua ocupan un volumen de 18 mL a 4 °C y 18 g de hielo ocupan 19,7 mL a 0 °C. En cambio, no podemos expresar cuál es el volumen que ocupan 18 g de vapor de agua ya que depende del recipiente que lo contenga, puesto que un gas ocupa todo el espacio disponible, por grande que sea el recipiente. A continuación, se describirán brevemente cada uno de ellos.

- Sólido:** posee forma propia (Ejemplo: cubo de hielo en un plato) y una gran capacidad para conservarla (memoria de forma) y volumen constante. A fines prácticos no se puede comprimir. Las moléculas están muy juntas. Los materiales sólidos no fluyen o su fluidez es muy baja.
- Líquido:** no posee forma propia sino la del recipiente que lo contiene (Ejemplo: agua en un vaso). Tiene volumen fijo y propio. Los líquidos son poco compresibles y sus moléculas están unas cerca de otras. Fluyen por sí mismos.
- Gas:** no posee ni forma ni volumen propio, y llena totalmente el recipiente que lo contiene (Ejemplo: vapor de agua solo puede ser contenido en un recipiente cerrado). Los gases son fácilmente compresibles y difunden con facilidad, que es la tendencia que tienen los gases a mezclarse entre ellos. El volumen de estos aumenta o

disminuye al variar las condiciones externas a las cuales están sometidos (presión y temperatura). Las moléculas están muy separadas, chocan unas con otras y contra las paredes del recipiente.

d) Plasma: estado fluido, similar al estado gaseoso, en el cual una parte de sus partículas están cargadas eléctricamente, por lo que es buen conductor eléctrico. Como el gas, el plasma no tiene forma o volumen definido, pero bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles. Los átomos del plasma se mueven libremente. Al ionizar las moléculas o átomos de un gas (reduciendo o incrementando su número de electrones para formar iones), lo convertimos en un plasma. El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza y es un estado de alta energía. Las estrellas están formadas por plasma de hidrógeno ($H^+ + e^-$) y helio ($He^{2+} + 2 e^-$), a temperaturas muy altas ($T > 10000^\circ C$). Se puede obtener plasma usando un aparato llamado plasmatrón.

Existen otros posibles estados de la materia; algunos de estos sólo existen bajo condiciones extremas, como en el interior de estrellas muertas, o en el comienzo del universo y otros han sido planteados teóricamente, sin comprobación experimental: *superfluído, condensado de Bose-Einstein, condensado de Fermi, supersólido, materia degenerada, materia fuertemente simétrica, materia débilmente simétrica, materia de quarks, superfluído polarítón, materia fotónica*.

El superfluido es un estado caracterizado por la ausencia total de viscosidad. Se diferencia de una sustancia muy fluida en que ésta tiene una viscosidad próxima a cero, pero no exactamente igual a cero. En este estado, una sustancia que se encuentra en un circuito cerrado fluiría interminablemente sin fricción. Fue descubierto en 1937 por Piotr Kapitsa, John F. Allen y Don Misener, y se estudia en el área de hidrodinámica cuántica.

El condensado de Bose-Einstein, conocido como el quinto estado de la materia, se caracteriza porque una cantidad macroscópica de las partículas del material pasan al nivel de mínima energía, denominado *estado fundamental*. Este estado se diferencia del estado gaseoso y plasmático en que solo se obtiene al enfriar la materia casi al cero absoluto. Además, solo es observable a nivel subatómico. Los primeros elementos con los que se consiguieron alcanzar el estado de Bose-Einstein fueron el sodio (Anderson, 1995) y el rubidio (Davis, 1995). Tiene dos características principales, denominadas superfluidez y superconductividad. Solo los bosones, como los fotones, gluones o bosones W/Z, pueden ser condensados de Bose-Einstein, ya que este estado requiere de partículas con espín entero. No obstante, los fermiones (partículas con espín semientero) pueden alcanzar dicho estado si están emparejados, denominados pares de Cooper.

Actividad 9

Busque características de los estados de agregación y construya un cuadro comparativo con las mismas.

La descripción anterior de los estados de agregación de la materia fue realizada desde un punto de vista macroscópico. Ahora le proponemos analizar dichos estados de agregación desde el punto de vista microscópico.

Actividad 10

Analice atentamente el siguiente párrafo, extraiga las características microscópicas de cada uno de los estados de agregación. ¿Es así como se los ha imaginado hasta ahora?

El comportamiento macroscópico de los distintos estados de agregación puede ser interpretado a través del ordenamiento de la estructura microscópica de cada uno de ellos. En el estado sólido, las unidades de materia (partículas) que lo constituyen se unen entre sí porque las fuerzas de cohesión (atracción) son mayores que las fuerzas de repulsión. Debido a esto se obtiene un estado de agregación ordenado, en donde las partículas ocupan posiciones fijas. Como consecuencia de la fuerte atracción entre las partículas que conforman el sólido es muy difícil que se liberen partículas de este. Sin embargo, hay algunas sustancias sólidas, como el alcanfor y la naftalina, que pueden ser detectadas por los receptores olfativos.

En el estado gaseoso, las partículas presentan un gran desorden y las fuerzas de cohesión entre ellas son prácticamente despreciables, de modo que pueden recorrer libremente grandes distancias sin chocar entre ellas, y por ende ocupan todo el volumen del recipiente que las contiene.

El estado líquido puede ser considerado como un estado intermedio entre los dos anteriores. Sus partículas se agrupan con cierta regularidad y no ocupan posiciones fijas, sino que gozan de cierta libertad para moverse. En la superficie, algunas moléculas poseen una mayor energía para vencer las fuerzas de cohesión que las mantienen unidas y logran escapar al estado gaseoso.



Figura 1.4. Representación de los estados de agregación.

(Estados de la Materia: cuáles son, qué son y características - Enciclopedia Significados, 2025)

Los distintos estados de agregación de una sustancia presentes en un sistema se denominan también fases. Una **fase** es una parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes de este, está separada de esas partes por un límite bien definido, la **interfase**. Así, el vaso de agua con hielo contiene tanto la fase sólida como la fase líquida del agua. La superficie del hielo en contacto con el agua líquida es la interfase.

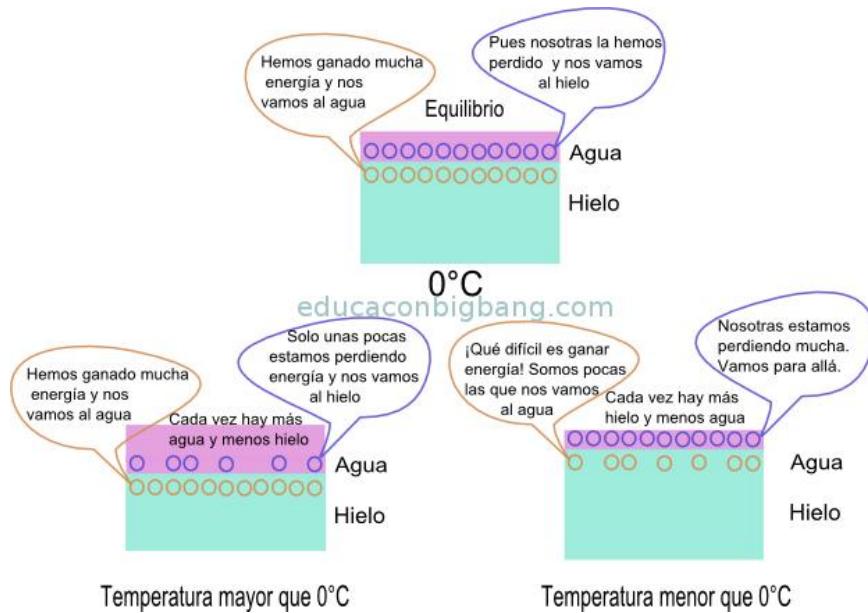


Figura 1.5. Interfase hielo-agua líquida.

([Pesca cubitos de hielo con una cuerda y sal - Experimentos y actividades educativas \(educaconbigbang.com\)](https://www.educaconbigbang.com/experimentos-y-actividades-educativas), 2022)

La materia cambia de un estado de agregación a otro mediante diferentes procesos, que se resumen en la Figura 1.6.

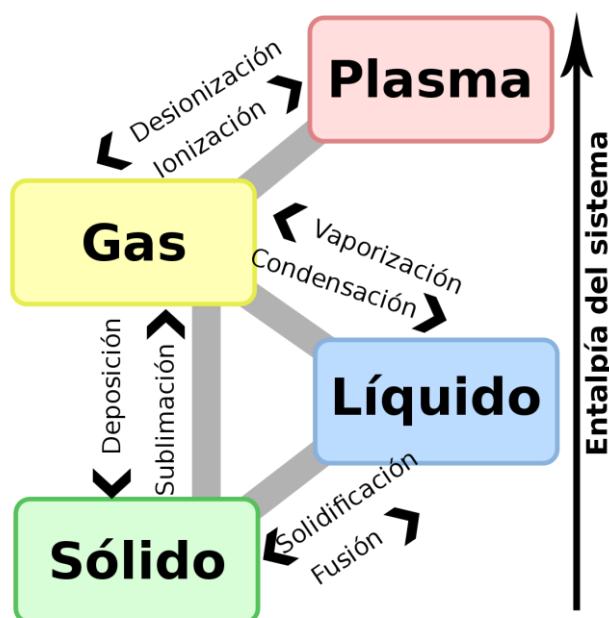


Figura 1.6. Cambios de estado de la materia.

([Estado de agregación de la materia - Wikipedia, la enciclopedia libre](https://es.wikipedia.org/wiki/Estado_de_agregaci%C3%B3n_de_la_materia), 2022)

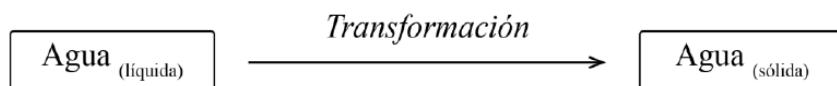
El estado de agregación de la materia está determinado por la temperatura y la presión externa. Estas variables pueden ser modificadas para producir un cambio de estado. Los pasajes entre los distintos estados físicos de la materia se denominan **cambios de estados de agregación**, por ejemplo:

👉 Si tomamos un cubito de hielo, lo colocamos en un recipiente y lo dejamos a temperatura ambiente, se observa el pasaje de sólido a líquido. Posteriormente, si se coloca el recipiente sobre la hornalla encendida de la cocina, se observa el pasaje del estado líquido al estado gaseoso. Estos fenómenos físicos se produjeron únicamente con un aumento de temperatura mientras se mantuvo constante la presión (presión atmosférica).

Usted habrá observado que en el interior de los encendedores hay una sustancia que está en estado líquido (butano). Cuando presionamos la llave de un encendedor se libera butano gaseoso lo cual genera una disminución de la presión interna provocando el cambio de estado líquido a gaseoso del butano en el interior del encendedor.

Cabe aclarar que, aunque suelen usarse como sinónimos, existe una diferencia entre vapor y gas. Si bien todo vapor es un gas, los vapores se pueden licuar con sólo aumentar la presión externa, mientras que los gases que no son vapores no pueden licuarse aumentando sólo la presión, sino que además se necesita disminuir la temperatura.

Desde el punto de vista microscópico el siguiente cambio de estado de agregación:



puede describirse de la siguiente manera: el agua líquida, al perder una cierta cantidad de energía, comienza a pasar de un estado menos ordenado a otro más ordenado (agua sólida). Esto ocurre porque las moléculas de agua disminuyen su velocidad (energía térmica) a tal punto que las fuerzas de atracción entre partículas (átomos, moléculas, etc.) empiezan a ser considerables y el sólido comienza a formarse.

La temperatura a la cual comienza a observarse la formación de agua sólida es única a una presión dada y este valor de temperatura se mantiene constante mientras que coexistan ambos estados de agregación. Es decir, la temperatura durante el proceso de solidificación del agua se mantiene constante y su valor define el **punto de fusión** del agua. Particularmente, el agua líquida solidifica a 0 °C cuando la presión atmosférica es de 1 atm.

La temperatura de un sistema durante un cambio de estado de cualquier tipo se mantiene constante.

Para cada sustancia los cambios de estado de agregación ocurren a una presión y temperatura determinada. Esta dependencia se representa en un **diagrama de fase**, donde se grafica P vs. T . Las líneas continuas representan las condiciones en las que ocurren los cambios de estado. Es importante recordar que los procesos inversos (por ejemplo: ebullición-condensación) ocurren a las mismas condiciones. Se observa también el *punto triple*, que es la condición de presión y temperatura en la que es posible que los estados de agregación sólido, líquido y gas se encuentren presentes juntos y el *punto crítico* donde aparece el fluido supercrítico, estado que posee propiedades tanto de gases como de líquidos.

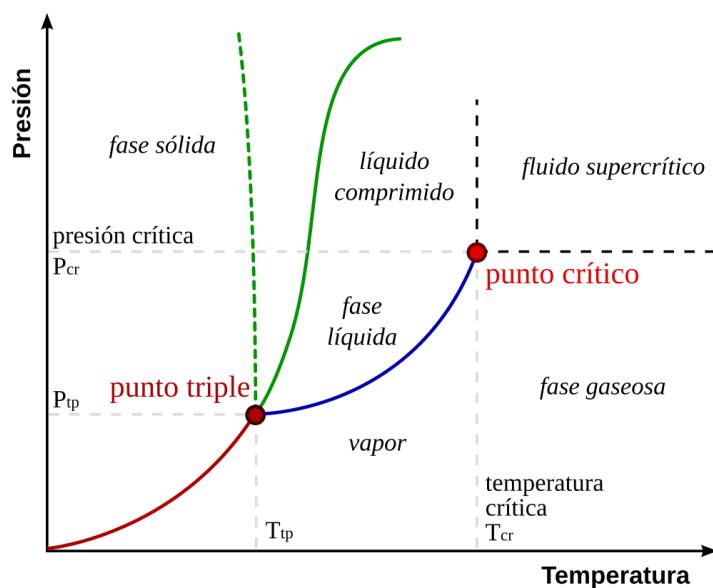


Figura 1.7. Diagrama de fases.
(Diagrama de fase - Wikipedia, la enciclopedia libre, 2025)

Para realizar un análisis más detallado de los cambios de estado necesitamos tener en cuenta a la energía como variable. Para ello lea y analice el siguiente párrafo:

La absorción o liberación de una determinada cantidad de calor se puede visualizar a través de los cambios de temperatura producidos y/o por medio de un cambio en el estado de agregación del sistema en estudio. La cantidad de calor intercambiado durante un cambio de estado se utiliza para romper o formar nuevas interacciones y por ello la temperatura se mantiene constante. Esta cantidad de calor es específica de cada sustancia y de cada cambio de estado.

Por ejemplo, se puede definir:

- ✚ Calor de fusión (q_f): cantidad de calor necesaria para transformar un gramo de una sustancia sólida en líquida.
- ✚ Calor de vaporización (q_v): cantidad de calor necesaria para transformar un gramo de una sustancia líquida en gaseosa.

La energía involucrada en los cambios de estado se puede representar como se muestra en la Figura 1.8.

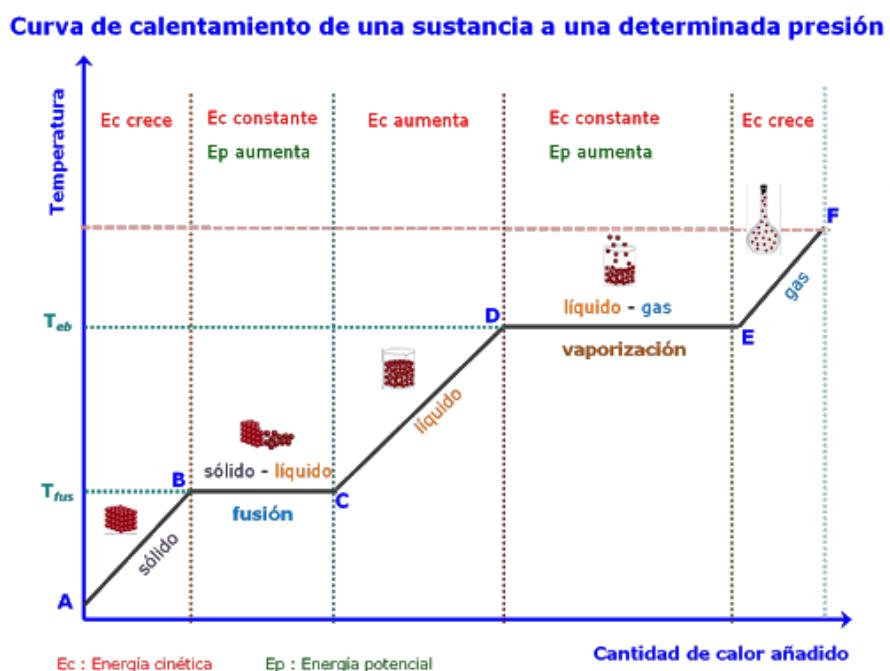


Figura 1.8. Energías involucradas en los cambios de estado de la materia.

(5.6. Cambios de estado - Diagramas de calentamiento - Diagramas de fase | Química general, 2025)

1.4.3. Presión de vapor

Se ha comprobado experimentalmente que cuando se tiene agua líquida contenida en un recipiente a temperatura ambiente, éste no es el único estado de agregación, sino que coexiste también el estado gaseoso. Este hecho es una evidencia de que las moléculas de agua tienen una tendencia a escapar del estado líquido al gaseoso. Esta tendencia también puede observarse en otras sustancias, tanto líquidas como sólidas. Así como las moléculas tienen una tendencia a escapar de la superficie del sólido o líquido (fase condensada) a la fase gaseosa, las moléculas de la fase gaseosa que estén cerca de la superficie tienen una cierta tendencia a volver a la fase condensada.

Cuando consideramos un líquido o un sólido en un recipiente cerrado a una temperatura determinada, estas tendencias se igualan y por lo tanto la presión de la fase vapor en contacto con la superficie se mantiene constante. Este valor de presión, a esa temperatura, se define como la **presión de vapor** de esa sustancia.

La presión de vapor de una sustancia se mide en un recipiente cerrado de paredes rígidas, el cual se ha evacuado previamente. A medida que aumenta la temperatura aumenta el número de moléculas en estado gaseoso sobre la superficie del líquido y por lo tanto la presión de vapor.

La presión de vapor depende únicamente de la temperatura y de la naturaleza de la sustancia.

La Tabla 1.3. presenta datos experimentales que demuestran lo expresado:

Tabla 1.3. Variación de la presión de vapor a diferentes temperaturas.

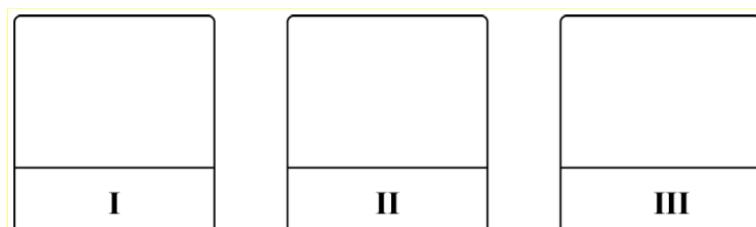
	-20	0	20	40	60	80	100	120	140
Agua	0,0010*	0,0060	0,0230	0,0728	0,1965	0,4671	0,9990	1,9570	3,5613
Cloroformo	0,0249	0,0789	0,2080	0,4758	0,9717	1,8000	3,1066	5,0871	7,8453
Acetona	0,0301	0,0939	0,2460	0,5618	1,1496	2,1513	3,7402	6,1159	9,4968

* Este valor corresponde al agua sólida

Hasta aquí hemos visto que la presión de vapor depende de la temperatura y de la naturaleza de la sustancia. En la siguiente actividad analizaremos la dependencia de la presión de vapor con la naturaleza de la sustancia a un valor fijo de temperatura.

Actividad 11

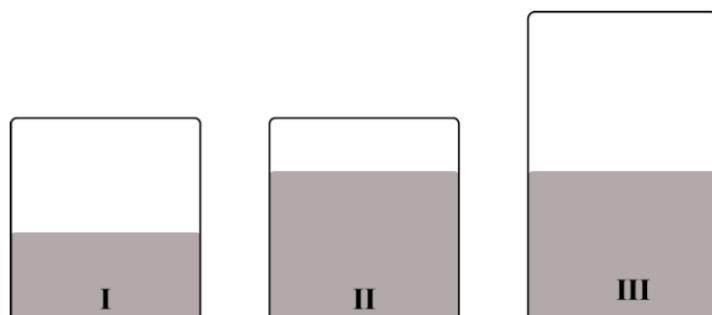
Tres recipientes de igual volumen, **I**, **II**, **III**, a 20 °C, fueron cerrados herméticamente conteniendo el mismo volumen de agua, cloroformo y acetona, respectivamente, en estado líquido. Analice la situación y represente con puntos la cantidad de moléculas en fase gaseosa sobre la superficie del líquido en cada uno de los casos. ¿En cuál de los tres recipientes hay mayor cantidad de moléculas? ¿Por qué?



Otro ejemplo interesante para entender lo que estamos aprendiendo es analizar los datos de la presión de vapor de estos sistemas a 0 °C: las presiones de vapor de agua líquida, cloroformo y acetona son 4,56 Torr, 59,96 Torr y 71,36 Torr, respectivamente. Si repetimos esta observación a otras temperaturas, veremos que siempre el agua líquida tiene una presión de vapor menor respecto del cloroformo y de la acetona. Esto nos indica que las moléculas de agua tienen mayores fuerzas de cohesión en el seno del líquido, es decir mayores atracciones intermoleculares que las moléculas de cloroformo o acetona.

Actividad 12

Se tienen tres recipientes (I, II y III) con las siguientes características: los recipientes I y II son iguales mientras que el III posee un volumen mayor. A los recipientes II y III se les agrega la misma cantidad de acetona mientras que al recipiente I se le agrega una cantidad menor.



Teniendo en cuenta que la temperatura en los tres recipientes es la misma, ordénelos de acuerdo con:

- el número de moléculas presentes en la fase gaseosa.

- la presión de vapor de la acetona.

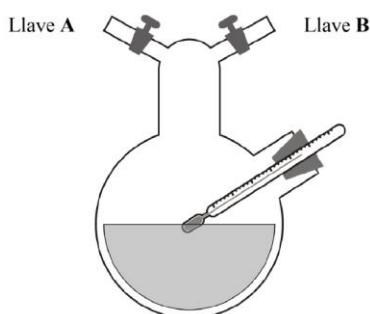
Para todo líquido existe una temperatura a la cual comienza a hervir denominada punto de ebullición. El **punto de ebullición** es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala a la presión externa. Particularmente, el **punto de ebullición normal** es aquel determinado a 1 atm de presión externa. En la Tabla 1.4. se indican los puntos de ebullición normal de diversas sustancias:

Tabla 1.4. Puntos de ebullición normal de sustancias.

Sustancia	Punto de ebullición normal (°C)
Oxígeno (líquido)	-186
Nitrógeno (líquido)	-196
Hidrógeno (líquido)	-212
Helio (líquido)	-269
Hierro	2861
Mercurio	357
Butano	-0,5
Etanol	78

Actividad 13

El siguiente diseño experimental consta de un balón de dos llaves, conteniendo un líquido puro. Una de las llaves (llave A) está conectada a una bomba de vacío y la otra (llave B) conecta el interior del balón con el ambiente, permitiendo igualar la presión interna del balón con la presión atmosférica del lugar en el que se realiza la experiencia.



Se cuenta además con un mechero a gas, para calentar el balón cuando la situación experimental lo requiera, y con un termómetro para registrar los cambios de temperatura que ocurran.

Condiciones experimentales: la llave A permanece cerrada y la llave B se encuentra abierta. El experimento se realiza en un medio ambiente con una presión atmosférica de 720 Torr. El balón es calentado con el mechero registrándose la temperatura.

Observación experimental: Cuando el líquido puro absorbe calor la temperatura aumenta hasta llegar a un valor constante de 78 °C que se mantiene mientras haya líquido en ebullición en el balón.

1. ¿Cuál es la presión de vapor de esta sustancia a 78 °C?

.....

2. ¿Por qué la temperatura del sistema se mantiene constante en 78 °C?

.....

3. ¿Qué diferencias observaría si la misma experiencia se realizara a nivel del mar (760 Torr)?

Actividad 14

Utilizando los datos de presión de vapor de agua, acetona y cloroformo previamente tabulados, indique para cada una de estas sustancias:

- El intervalo de temperatura más pequeño en el que se encuentra el punto de ebullición normal.
- El valor de presión externa para que hierva a 20 °C.
- El estado de agregación en el que se encuentra a 1 atm de presión externa y 80 °C de temperatura.

Actividad 15

Utilizando el sistema experimental descripto en la actividad 13 se realizó la siguiente experiencia:

Condiciones experimentales: el experimento se realiza en un ambiente con una presión atmosférica de 1 atm.

Manteniendo abierta la llave B del balón se disminuye la temperatura del sistema.

Observación Experimental: se observa la aparición de un sólido.

1. Explique el fenómeno observado

.....

2. A medida que aumenta la cantidad de sólido formado, ¿se observará algún cambio en la temperatura? ¿el sistema absorberá o liberará energía?

.....

3. Analice si cambios de volumen o forma del recipiente tendrán influencia en las observaciones experimentales.

.....

Posteriormente, se mantiene la temperatura del balón por debajo del punto de fusión del sólido, se cierra la llave B y se abre la llave A disminuyendo la presión adentro del balón.

Observación Experimental: se observa que el sólido desaparece lentamente sin observarse la aparición de líquido.

4. Explique lo observado.

.....

5. Analice si cambios de volumen o forma del recipiente tendrán influencia en las observaciones experimentales.

.....

Actividad 16

La vida diaria nos muestra algunos ejemplos de cambios de estado. Analice el cambio que ocurre cuando se introduce un recipiente con agua líquida a 20 °C en el congelador de una heladera a -4 °C. Basándose en su experiencia cotidiana determine las condiciones del cambio.

.....

¿Será posible estimar el valor de cada una de las siguientes variables en el estado inicial (agua líquida fuera del congelador de la heladera) y en el estado final (agua sólida dentro del congelador de la heladera)? Complete el siguiente cuadro.

	Estado inicial	Estado final
Presión de la atmósfera		
Presión de vapor del agua		
Temperatura		
Volumen		
Masa		

1.4.4. Vacío y sistemas evacuados

Por definición, podemos decir que **vacío** es la ausencia total de materia en un determinado espacio. Como eliminar la totalidad de la materia es técnicamente muy complicado, en la práctica denominamos vacío a la condición de una región donde la densidad de partículas es muy baja (por ejemplo, el espacio interestelar). Cuando se “hace vacío” sobre un sistema cerrado o aislado, en realidad lo que se está haciendo es reducir notablemente la presión interna. En esta situación se dice que el sistema está evacuado.

Actividad 17

Situación	Esquema	Fases y Componentes
1) Supongamos que tenemos un recipiente de vidrio como se muestra en la figura. Se cierra el sistema poniéndole una tapa. ¿Qué hay en su interior?		Una única fase, la fase gaseosa, con múltiples componentes (todos los compuestos que conforman la atmósfera, como oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, etc.)
2) El sistema anterior es evacuado conectándolo a una bomba de vacío.		
3) Sin retirar el tapón, se agrega agua al sistema hasta completar un cuarto del volumen del recipiente y se espera unos minutos.		
4) El sistema anterior es calentado hasta que se alcanza una temperatura de 70°C.		
5) El sistema anterior se conecta a una bomba de vacío durante unos minutos y luego se desconecta mientras aún hay líquido en el recipiente		

1.5. PROPIEDADES DE LA MATERIA

La composición de la materia se define como las partes o componentes de una muestra y sus propiedades relativas. Estas propiedades son las cualidades y los atributos que se pueden utilizar para diferenciar e identificar una muestra de materia de otra. *Las propiedades de una determinada sustancia nos permiten identificarla, caracterizarla y, por ende, distinguirla de otras sustancias.*

Entre estas propiedades podemos mencionar las propiedades físicas y químicas, las propiedades intensivas y extensivas. Esta clasificación es independiente (no es exclusiva) y se realiza a fines de poder estudiar la materia. Esto significa, por ejemplo, que una misma propiedad puede ser física e intensiva.

Antes de mencionar las propiedades, es preciso diferenciar entre fenómeno y propiedad. El primero se refiere a un proceso, mecanismo, cambio, que está aconteciendo en la muestra; por ejemplo: fenómeno de oxidación. La propiedad se refiere a una cualidad del material; por ejemplo: agente oxidante es aquel analito que tiene la capacidad de reducirse.

1.5.1. Propiedades físicas y químicas

Podemos considerar el criterio para clasificar las propiedades de la materia según se modifique o no su estructura química.

Las propiedades físicas se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia analizada.

Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De manera similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física. Algunos ejemplos de propiedades físicas son cambio de estado, deformación, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, dureza, coeficiente de solubilidad, índice de refracción, elasticidad, propiedades organolépticas (sabor, olor, color), etc. Los fenómenos físicos poseen dos características importantes: el cambio que se produce de la materia no es permanente y se pueden repetir con la misma porción de materia tantas veces como se desee.

Las propiedades químicas se asocian a la capacidad, o incapacidad, de una muestra de materia para experimentar un cambio en su composición bajo ciertas circunstancias.

Por ejemplo, cuando el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua, hay una reacción química, la combustión. Con esta reacción, desaparecen las sustancias químicas originales, el hidrógeno y el oxígeno, y queda otra sustancia química distinta, el agua. Una propiedad química del metal zinc es que éste reacciona con los ácidos para producir el gas hidrógeno. Otras propiedades químicas son la inflamabilidad (la capacidad de una sustancia para arder en presencia de oxígeno), la toxicidad, la capacidad de reaccionar con diversas sustancias para enmohercerse, corroerse, explotar, etc.

Cada vez que se cuece un huevo, ocurre un cambio químico. Cuando se someten a temperaturas cercanas a 100 °C, la yema y la clara experimentan cambios que no sólo modifican su aspecto físico, sino también su composición química. Después, al comerse, el huevo se modifica de nuevo, por efecto de sustancias del cuerpo humano llamadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos.

Las características más importantes de estos fenómenos son dos, los cambios en la composición química de la materia que pueden apreciarse fácilmente son fenómenos irreversibles y no pueden repetirse con la misma porción de materia. Como ejemplos de fenómenos químicos podemos mencionar quemar un papel, respirar, la fotosíntesis, oxidar el hierro, fermentar, entre otros.

1.5.2. Propiedades intensivas y extensivas

Podemos también hacer una división de las propiedades de la materia teniendo en cuenta la dependencia o no de las mismas con la cantidad de materia:

El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia que considere.

Algunos ejemplos de estas propiedades son: masa, volumen, peso, inercia, energía, duración en el tiempo, compresibilidad, cantidad de calor absorbido o dado, etc.

- La masa es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia. Más materia significa más masa.*
- El volumen es la medida del espacio en tres dimensiones ocupado por un cuerpo. Se expresa como la longitud elevada al cubo.*
- Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse.* Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas.

El valor medido de una propiedad intensiva no depende de la cantidad de materia que se considere.

Estas propiedades suelen estar asociadas con el estado de la materia. Algunos ejemplos son: *peso específico, forma cristalina, dureza* (resistencia al corte y al rayado de su superficie), *fragilidad* (facilidad con que se puede romper un objeto fabricado con el material en estudio), *elasticidad, temperatura, índice de refracción, las propiedades organolépticas* (color, olor, sabor, textura, brillo, transparencia, dureza, etc.), capacidad de un compuesto de producir dióxido de carbono y agua, la capacidad de un elemento de combinarse con el oxígeno de la atmósfera, etc.

- La densidad es la masa de una sustancia dividida por su volumen.* Depende de la temperatura a la cual se mide.
- El estado de agregación que tiene el material a temperatura ambiente (sólido, líquido o gaseoso) y las temperaturas a las que se produce cambios en dicho estado (punto de fusión, punto de ebullición, etc.).*
- La capacidad de conducir calor y electricidad.*
- La maleabilidad y la ductilidad, que nos informan cómo responde un material a la deformación.*
- La viscosidad de los líquidos, que nos da una idea de cuán rápido puede fluir un líquido.*

La masa, el volumen y la longitud son *propiedades aditivas*, esto es, se pueden sumar. Otras propiedades intensivas no son aditivas, por ejemplo, la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que está a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados.

Considere un sistema formado por una fase y separado en dos partes por una superficie imaginaria como se muestra en la Figura 1.9.

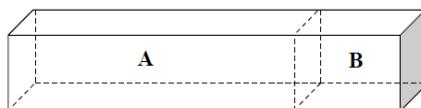


Figura 1.9. Sistema de una fase.

Cada parte, a su vez, puede ser considerada un sistema independiente. Se tiene así el sistema **A**, el sistema **B** y el sistema **S** que es el resultado de unir ambos. La masa o cantidad de materia del sistema **S** es una propiedad extensiva porque es la suma de las masas: $m_s = m_A + m_B$. Si la masa del sistema **A** es igual a 0,75 kg y la del sistema **B** es igual a 0,25 kg, la masa del sistema **S** será de 1,00 kg.

Siguiendo con el ejemplo anterior, analicemos qué sucede con la temperatura. Si se coloca un termómetro en el sistema **A** y nos indica una temperatura $T_A = 27^\circ\text{C}$, al colocarlo en el sistema **B** también indicará $T_B = 27^\circ\text{C}$.

°C, y ésta será la misma temperatura del sistema total, $T_s = 27$ °C. Se observa así que la temperatura es independiente de la extensión del sistema que se considera y cómo además caracteriza al sistema. La temperatura es una propiedad intensiva que especifica el estado térmico del sistema.

Otra propiedad intensiva es la concentración de sales en agua, en un sistema material homogéneo. Si el sistema **A** tiene 10 gramos de sal disuelta por cada litro de agua (g·L⁻¹), el sistema **B** tendrá el mismo valor y ese será el valor de la propiedad en todo el sistema **S**.

Debido a que las propiedades intensivas son independientes de la extensión del sistema material considerado, resultan más apropiadas para caracterizarlo. Cabe aclarar que esta caracterización no necesariamente implica la identificación de la/s sustancia/s que lo componen. Usualmente estas propiedades están expresadas cuantitativamente en tablas como la Tabla 1.5.:

Tabla 1.5. Puntos de ebullición normal de sustancias.

Sustancia	Densidad a 20 °C (g mL ⁻¹)	Punto de fusión a 1 atm (°C)	Punto de ebullición a 1 atm (°C)
Aluminio	2,7	658	2467
Antimonio	6,7	630	1587
Bario	3,5	725	1897
Bismuto	9,8	271	1560

Las tablas son excelentes elementos de consulta. Observe que en la Tabla 1.5. se indican explícitamente las condiciones en que fueron determinados los valores de dichas propiedades. Por ejemplo, el punto de ebullición del aluminio es 2467 °C cuando es determinado a 1 atm de presión.

Actividad 18

Clasifique las siguientes propiedades en intensivas o extensivas.

Masa	Densidad	Color	Dureza	Brillo	Peso
Volumen	Calor liberado al quemar papel		Capacidad del hierro de reaccionar con oxígeno		

Intensivas	Extensivas

Mencione otros ejemplos de propiedades intensivas y extensivas y justifique en cada caso.

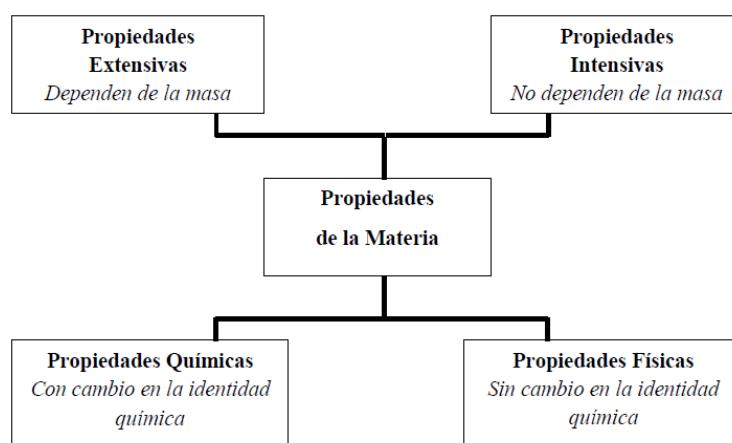


Figura 1.10. Resumen de las propiedades de la materia.

1.6. SISTEMAS MATERIALES

Ya conocemos que existen conceptos como materia y energía. Además, sabemos que la materia posee diferentes estados de agregación. Ahora podemos preguntarnos: ¿cómo se estudia la materia? La Química como disciplina tiene como objeto de estudio las propiedades y transformaciones de la materia. Ahora analizaremos un problema de la vida cotidiana para repasar algunos conceptos. Supongamos que necesita conocer si:

- a- El agua del tanque de su casa es apta para el consumo familiar.
- b- Una persona tiene anemia.
- c- La leche que dejó fuera de la heladera es apta para el consumo.
- d- La vinchuca que encontró en el campo está infectada.
- e- El nivel de plomo en sangre de una persona es muy elevado.
- f- El jarabe para la tos que guardó en la alacena de la cocina el mes pasado todavía puede ser utilizado.

Todas estas preguntas sólo tendrán una respuesta adecuada consultando con profesionales químicos, bioquímicos, farmacéuticos, bromatólogos, etc. Son ellos quienes le indicarán cómo debe llevar el material para su estudio; este deberá cumplir una serie de requisitos previos que cada profesional especificará. Estas indicaciones previas han sido estudiadas por los investigadores y se han establecido las normas que garantizarán que los resultados obtenidos sean válidos, es decir, reproducibles y comparables con otros resultados obtenidos en iguales condiciones de trabajo. Es obvio que para cada caso existen requisitos específicos, pero en general todos se relacionan con:

- a- El tamaño de la muestra, porque de ella depende el método de estudio a emplear.
- b- La forma de obtener una muestra representativa del material en estudio.

Ambos requisitos se integran en la definición de sistema material (S.M.)

Una porción limitada de la realidad circundante (universo) que se separa, de manera real o imaginaria, para su observación y estudio se denomina sistema material.

Aun cuando el sistema ha sido separado del universo (ambiente) que lo rodea, queda circundado por un medio. Cuando se estudia un sistema material dicho medio debe ser considerado.

1.6.1. Sistemas abiertos, cerrados y aislados

Cuando se estudia un sistema material existe entre este y el medio que lo rodea una superficie de contacto que puede o no ser visible, que puede permitir el pasaje de materia y/o energía del sistema al medio o viceversa. Así podemos tener tres sistemas:

- ✚ Sistema abierto: hay intercambio de masa y energía, generalmente en forma de calor, del sistema con sus alrededores. Por ejemplo, agua hirviendo en una olla abierta.
- ✚ Sistema cerrado: hay transferencia de energía, pero no de masa. Por ejemplo, una bolsa de agua caliente.
- ✚ Sistema aislado: no hay transferencia ni de masa ni de energía. Por ejemplo, agua caliente en un termo.

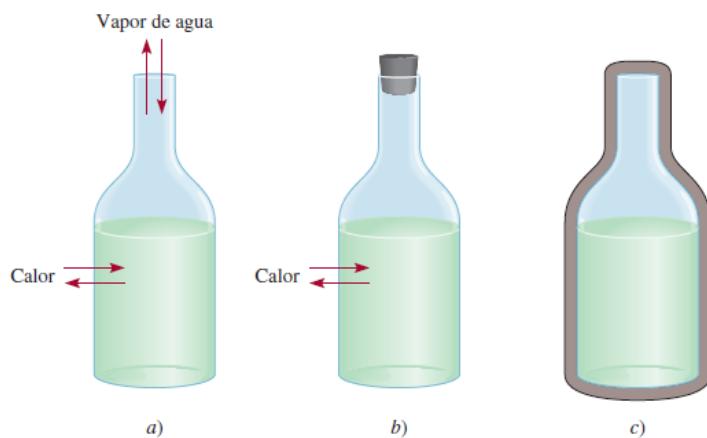


Figura 1.11. Sistemas materiales: a) abierto, b) cerrado, c) aislado.

En el caso de los sistemas aislados, donde no hay intercambio de energía con el medio ambiente, el principio de conservación de la energía se verifica dentro del sistema, mientras que, en los sistemas abiertos y cerrados, donde hay intercambio de energía con el medio, la verificación del principio de conservación de la energía solo es posible si se considera el medio ambiente que rodea a estos sistemas. Esta clasificación de los sistemas materiales se realizó teniendo en cuenta su interacción con el medio que los rodea. Éste no es el único criterio que permite clasificar a los sistemas materiales.

Actividad 19

Clasifique los siguientes sistemas materiales en abiertos, cerrados o aislados:

una célula	el planeta Tierra
agua hirviendo en una olla a presión	un sachet de leche pasteurizada
un paquete de café envasado al vacío	un perro
un termo con agua caliente y sin tapa	agua con hielo dentro de una conservadora
un envase cerrado de medicamento	la Luna

1.6.2. Sistemas homogéneos y heterogéneos

Si ahora consideramos al sistema material en sí mismo; independientemente de si es un sistema abierto, cerrado o aislado; éste puede ser clasificado de acuerdo con las características de la materia que lo compone, ya sea considerando su aspecto macroscópico o su composición química. Cuando se considera su aspecto macroscópico, los S.M. se clasifican en:

■ **Sistema homogéneo:** *presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos (en cualquier lugar del sistema).* Se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio. Tiene una sola fase (sólida, líquida, gaseosa o plasma). Puede estar compuesto por una sola sustancia o más de una.

Ejemplos: El agua pura contenida en un recipiente (sustancia pura) es un sistema homogéneo. Si al agua se le agrega una pequeña cantidad de azúcar, se forma una solución homogénea, ya que se mantienen las propiedades intensivas en todo el sistema. Otros: aire dentro de una botella, un clavo de hierro.

Es válido aclarar que es común referirse como “solución” a cualquier sistema homogéneo, ya sea que se presente en estado gaseoso (el aire), líquido (agua y alcohol) o sólido (aleación de cobre y estaño)

■ **Sistema heterogéneo:** *tiene más de una fase y no tiene las mismas propiedades intensivas en toda su extensión.*

Ejemplos: Si analizamos un sistema formado por agua y aceite (dos componentes), comprobamos que no posee homogeneidad, ya que a simple vista se distinguen la zona ocupada por el aceite y la zona ocupada por el agua. También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas, como la densidad, no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el aceite a otro punto ocupado por el agua. También podemos mencionar: agua y arena, agua y limaduras de hierro, etc. Un sistema con hielo y agua líquida es un sistema heterogéneo de dos fases y un solo componente.

Actividad 20

Clasifique los siguientes sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos:

Jugo de naranja exprimido	Mármol
Algodón	El butano contenido en un encendedor
Un vaso conteniendo soda	El gas contenido en un tubo de GNC
Arena	Una cadena de oro
Jugo de naranja artificial	Tinta
Aqua de mar	

1.6.3. Definiciones importantes

Un sistema material heterogéneo puede ser considerado como la unión de dos o más sistemas materiales homogéneos diferentes, cada uno de los cuales recibe la denominación de **fase**. Es importante aclarar que un sistema homogéneo presenta una única fase. Los sistemas homogéneos presentan una superficie de separación perfectamente conocida, en la que se puede dividir un sistema heterogéneo. Esta superficie de separación, como ya lo estudiamos previamente en Estados de la Materia, se denomina **interfase**.

En los siguientes ejemplos, se presentarán distintos sistemas materiales, que serán clasificados de manera independiente, de acuerdo con los distintos criterios anteriormente desarrollados.

Sistema material 1: Una bolita de naftalina.

- De acuerdo con su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. abierto. El sistema intercambia materia con el medio ambiente y esto se manifiesta a partir del sentido del olfato. Obviamente, si el sistema intercambia materia, también intercambiará energía.
- De acuerdo con su aspecto macroscópico: éste es un S.M. homogéneo.
- De acuerdo con su composición química: ésta es una sustancia pura (naftaleno, $C_{10}H_8$)

El sistema presenta una única fase y componente.

Sistema material 2: Un vaso conteniendo un clavo de hierro y una barra de azufre.

- De acuerdo con su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. abierto. El sistema intercambia materia y energía con su entorno
- De acuerdo con su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades intensivas en diferentes regiones (el clavo y la barra).
- De acuerdo con su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta dos fases (el clavo de hierro y la barra de azufre) y dos componentes (hierro y azufre).

Sistema material 3: Un vaso tapado conteniendo un clavo de hierro y una barra de azufre.

- De acuerdo con su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. cerrado. El sistema intercambia solamente energía.
- De acuerdo con su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades intensivas en diferentes regiones (el clavo, la barra y el aire).
- De acuerdo con su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta tres fases (el clavo de hierro, la barra de azufre y el aire) y más de tres componentes: hierro, azufre y los componentes propios del aire (oxígeno, nitrógeno, etc.).

IMPORTANTE: *siempre que se estudie un sistema abierto, la fase gaseosa no será considerada como parte del sistema*, a menos que se aclare lo contrario. En los sistemas cerrados y aislados, por el contrario, la fase gaseosa se deberá tener en cuenta en la clasificación de estos.

Sistema material 4: Un termo cerrado conteniendo sal de cocina disuelta en agua hasta la mitad de su volumen y un trozo pequeño de hielo.

- De acuerdo con su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. aislado. El sistema no intercambia materia ni energía.
- De acuerdo con su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades representativas en diferentes regiones (sal de cocina disuelta en agua, el trozo de hielo y el aire).
- De acuerdo con su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta tres fases (sal de cocina disuelta en agua, el trozo de hielo y el aire) y más de tres componentes: sal de cocina ($NaCl$), agua (presente en las tres fases), y los componentes propios del aire (oxígeno, nitrógeno, etc.).

NOTA: A los fines prácticos de la presente guía, se considerarán a los S.M. contenidos en termos o recipientes de poliestireno expandido (Telgopor) tapados, como sistemas perfectamente aislados sin intercambio de energía con el medio ambiente, aunque esto no sea del todo exacto en la práctica (por ejemplo: el agua para mate contenida en un termo con el tiempo se enfriá).

Sistema material 5: Un sachet de solución fisiológica (cloruro de sodio disuelto en agua) que está siendo administrado a un paciente internado.

- De acuerdo con su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. abierto. El sistema intercambia materia (solución fisiológica que sale del envase hacia el paciente) y energía con el medio.
- De acuerdo con su aspecto macroscópico: Se trata de un S.M. homogéneo.
- De acuerdo con su composición química: es una mezcla.

De acuerdo con su composición química, es una mezcla que presenta una sola fase y dos componentes: NaCl y agua.

Actividad 21

Mencione cinco S.M. homogéneos y cinco S.M. heterogéneos utilizando ejemplos de la vida diaria

Actividad 22

Indique de acuerdo con sus conocimientos en qué estado de agregación se encuentran los siguientes sistemas materiales a temperatura y presión ambiente.

nafta porcelana diamante hierro nitrógeno aluminio

Actividad 23

Determine cuántas fases (F) y componentes (C) hay en los siguientes ejemplos de S.M. Justifique sus respuestas.

- 1) Agua con arena (F:C:)
- 2) Agua con 6 cubitos de hielo (F: C:)
- 3) Un trozo de carbón (F: C:)
- 4) Agua con 3 cubitos de hielo (F: C:)

Actividad 24

Analice la siguiente experiencia:

A un litro de agua se le agrega la cantidad necesaria de sal común de mesa (NaCl) de modo que cierta masa del sólido permanezca depositada en el fondo del recipiente. Indique el número de fases que presenta el sistema. ¿Cuáles son los componentes de cada fase?

Actividad 25

Clasifique los siguientes S.M. como sustancia elemental, compuesto o mezcla, justificando su respuesta:

oro	metano (CH ₄)	cerveza	acero
agua salada	té	mercurio	escombros
bronce (aleación Cu-Sn)	agua de lluvia	madera	plomo
vinagre	óxido de zinc	sangre	aire

Actividad 26

Indique cuáles de los siguientes S.M. son homogéneos y heterogéneos:

Agua azucarada	Un trozo de mármol
Aire contenido en un neumático	Una viruta de acero inoxidable
Soda contenida en un vaso	Un trozo de gelatina

Actividad 27

Clasifique los siguientes sistemas materiales utilizando los distintos criterios establecidos en esta guía. En los casos en que sea posible, enumere las fases y componentes presentes en cada sistema.

- 1) Un recipiente de poliestireno expandido (Telgopor) tapado, conteniendo helado de dulce de leche granizado.
- 2) El tanque de nafta de un automóvil, lleno hasta la mitad.
- 3) Los cubitos de hielo contenidos en una cubetera.
- 4) Un sifón de soda.
- 5) Una botella tapada conteniendo etanol y agua hasta la mitad de su volumen.

1.7. SOLUCIONES Y COLOIDES

Dentro del conjunto de las mezclas homogéneas existen algunas que presentan un gran número de partículas distribuidas uniformemente en un medio continuo.

Las **soluciones** poseen partículas con un tamaño inferior a 1 nm mientras que los **coloides** presentan partículas en el intervalo entre 1 nm y 100 nm. Estos límites no deben ser considerados como absolutos, puesto que se los ha tomado sobre la base del poder resolutivo del mejor microscopio posible, usando luz azul para el caso de las partículas más grandes y del ultramicroscopio, para el de las más pequeñas. Por ello es que las propiedades de la materia en el estado coloidal sean comunes, en unos casos, con las de las suspensiones y, en otros, con las de las soluciones verdaderas.

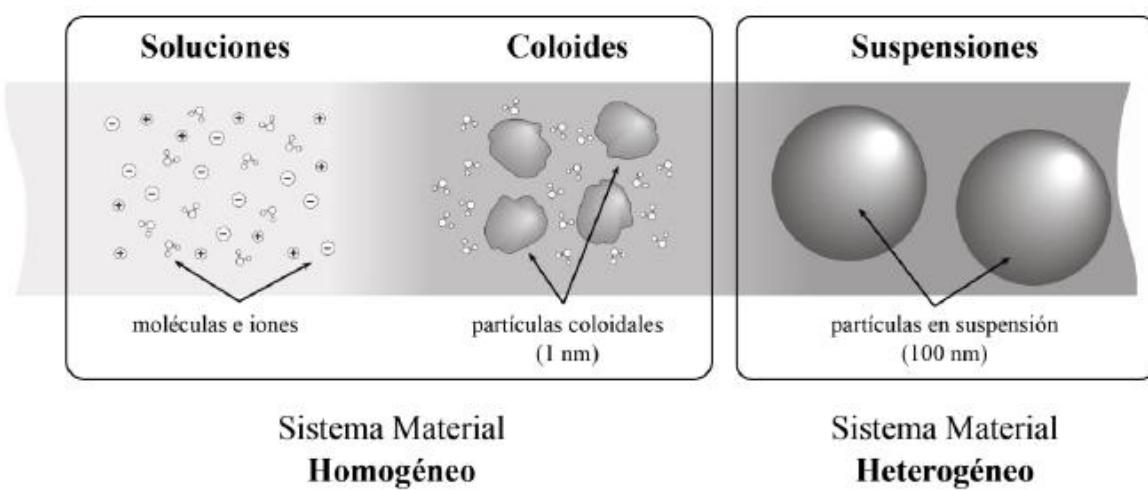


Figura 1.12. Sistemas homogéneos y heterogéneos.

Las partículas coloidales pueden ser o bien conglomerados de partículas pequeñas, o bien moléculas muy grandes de algunas sustancias, cuyo tamaño cae dentro de los límites de los sistemas coloidales. Estas moléculas se denominan macromoléculas.

Partículas Coloidales

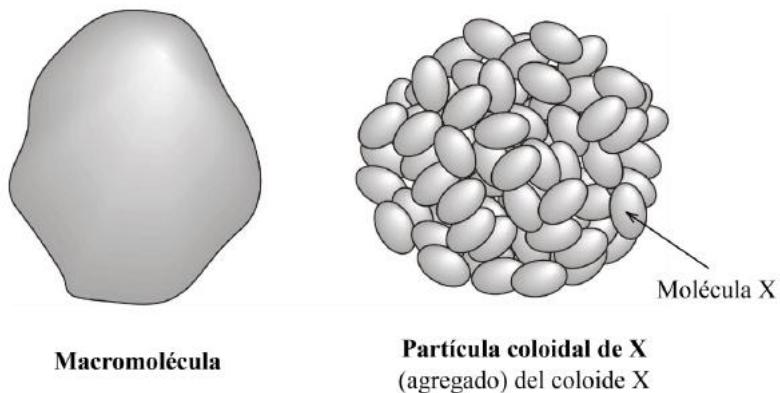


Figura 1.13. Coloides.

En el caso de las soluciones líquidas y sólidas, con frecuencia es conveniente considerar una sustancia, llamada **solvente**, de forma diferente a las otras, denominadas **solutos**. Normalmente, el solvente es el reactivo que se encuentra en mayor cantidad. Esto no se mantiene cuando en el sistema contiene agua. El agua es considerada el *solvente universal*, por lo que siempre es considerado así, independientemente de la cantidad en la que se encuentre.

En el caso de los coloides, al conjunto de partículas distribuidas uniformemente se lo denomina **fase dispersa** y al medio en que están distribuidas se lo denomina **fase continua**. Cabe destacar que el término “fase” en este contexto no se corresponde con la definición dada anteriormente. Tenga en cuenta que estamos hablando de un sistema homogéneo, el cual por definición presenta una única fase.

Para tomar dimensión acerca del tamaño que tienen los sistemas coloidales y poder compararlos con otro tipo de sistemas, se presenta la Figura 1.14. que permite evidenciar los tamaños y analizarlos de forma comparativa

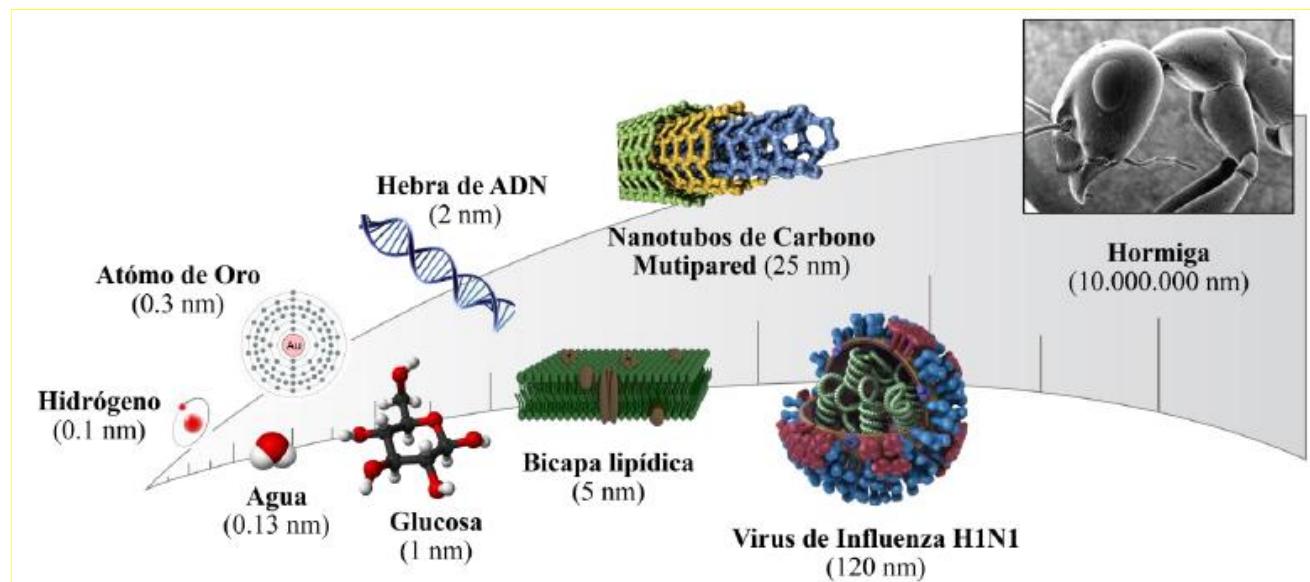


Figura 1.14. Comparación de tamaños de diferentes especies químicas y biológicas.

1.7.1. Estudio de las propiedades de los sistemas coloidales y de las soluciones

Debido al pequeño tamaño de partículas, tanto los coloides como las soluciones son homogéneos. Y para distinguir si un dado sistema material homogéneo es uno u otro hay que considerar que la diferencia de tamaño

les confiere ciertas propiedades distintivas que permiten identificarlos y, eventualmente separar sus componentes.

Una de las principales técnicas de identificación es la observación microscópica. El microscopio es un instrumento óptico que tiene una o varias lentes que permiten obtener una imagen aumentada de un objeto. Este instrumento puede utilizarse:

- con iluminación paralela a su eje (Figura 1.15. A)
- con iluminación perpendicular a su eje, condiciones en que se denomina ultramicroscopio (Figura 1.15. B)

Es conveniente destacar que la modificación de la iluminación no incrementa el aumento del microscopio.

En las soluciones verdaderas, usando el microscopio común o el ultramicroscopio no es posible distinguir las partículas disueltas.	Los sistemas coloidales se comportan como las soluciones verdaderas, cuando son observados con el microscopio común. Pero, con el ultramicroscopio se observan puntos luminosos sobre un fondo oscuro, debido a la dispersión de la luz.
--	--

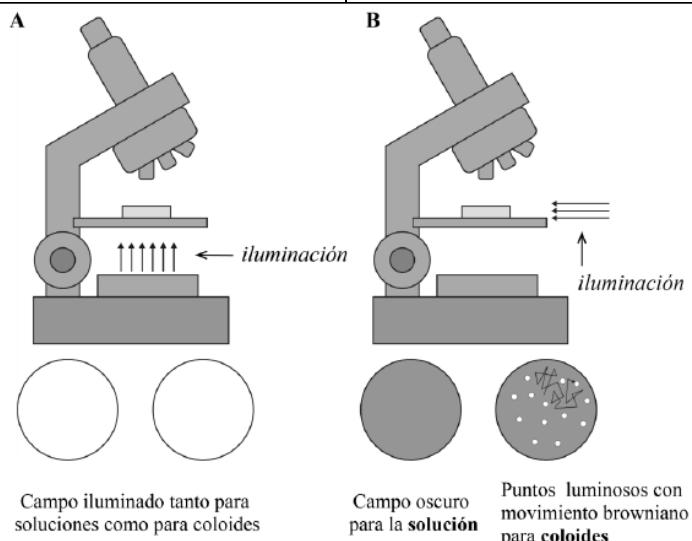


Figura 1.15. Comparación de tamaños de diferentes especies químicas y biológicas.

Los puntos luminosos observados con el ultramicroscopio se mueven rápidamente, al azar y en zigzag. A este movimiento se lo denomina *movimiento Browniano*, en homenaje a Robert Brown, quien lo descubrió en 1827. Dichos puntos son las partículas presentes en la fase dispersa (conglomerados de moléculas o macromoléculas individuales) y su movimiento aleatorio se debe a que sobre su superficie colisionan incesantemente las moléculas de la fase continua. Las partículas del soluto en una solución verdadera también presentan movimiento browniano, sólo que el mismo no puede ser observado debido a que el tamaño de dichas partículas no permite la dispersión de la luz. No es indispensable utilizar un ultramicroscopio para detectar las propiedades coloidales, basta colocar soluciones verdaderas y sistemas coloidales dentro de tubos de ensayo e iluminarlos (dentro de una habitación oscurecida) con un haz fino de rayos paralelos dirigido perpendicularmente al tubo.

En la solución verdadera no es posible observar la trayectoria de los rayos de luz.	En el sistema coloidal si es posible observar la trayectoria de los rayos de luz (efecto Tyndall).
---	--

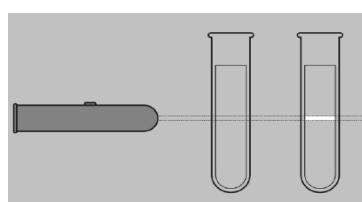


Figura 1.16. Efecto Tyndall.

1.7.2. Ejemplos de sistemas coloidales

La presentación de los sistemas coloidales introducida en esta guía no es completa, pero nos permite interconectar los sistemas materiales comúnmente utilizados por los químicos. Con la finalidad de introducir las distintas técnicas de identificación y/o separación de los sistemas coloidales, hemos utilizado siempre ejemplos en los cuales la fase dispersa es un sólido mientras que la fase continua es un líquido, sistemas a los cuales se los denomina **soles**. Sin embargo, existen otros tipos de sistemas coloidales que reciben distintos nombres dependiendo de los estados de agregación de las fases que los componen. Algunos de ellos son:

- ↳ **Humo**: Está constituido por una fase continua gaseosa y una fase dispersa sólida. Ejemplo: hollín re
- ↳ **Aerosol**: Al igual que el humo, posee una fase continua gaseosa, pero la fase dispersa es líquida. Ejemplos: fijadores para el cabello, aerosol, niebla.
- ↳ **Espuma**: La fase continua es líquida y la dispersa es gaseosa. Ejemplos: crema batida, merengue.
- ↳ **Emulsión líquida**: Ambas fases se presentan en estado líquido. Ejemplos: leche, mayonesa.
- ↳ **Emulsión sólida**: La fase continua es sólida y la fase dispersa líquida. Ejemplo: manteca.
- ↳ **Espuma sólida**: La fase continua es sólida y la fase dispersa es gaseosa. Ejemplo: merengue horneado.

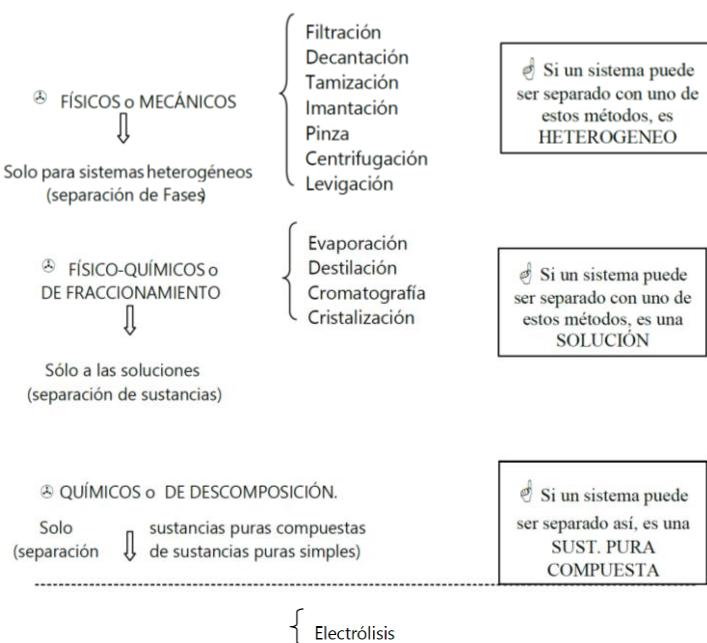
1.7.3. Concentración y solubilidad

Para saber si una solución es concentrada o diluida se debe considerar la concentración y la solubilidad del soluto.

La **concentración** es la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de solvente o de solución. Según la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry o Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), la concentración es la composición de una disolución con respecto a su volumen, pudiendo ser: concentración de masa, concentración de volumen, cantidad de concentración y número de concentración. Estos tipos se expresan generalmente como moles por litro, en gramos por litro, en porcentaje (g/100 mL), etc.

La **solubilidad** es la máxima cantidad de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de solvente y a una determinada temperatura. Si la cantidad de soluto es la máxima que se puede tener en solución se tiene una *solución saturada*. Si la cantidad de soluto es menor se tiene una *solución insaturada*. Cuando una sustancia se disuelve en un determinado solvente es una *sustancia soluble*; si, en cambio, no se disuelve es una *sustancia insoluble*. La misma sustancia puede ser soluble en un solvente y en otro no. Por ejemplo, la sal de mesa se disuelve en agua, pero es insoluble en aceite.

1.8. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE SISTEMAS MATERIALES



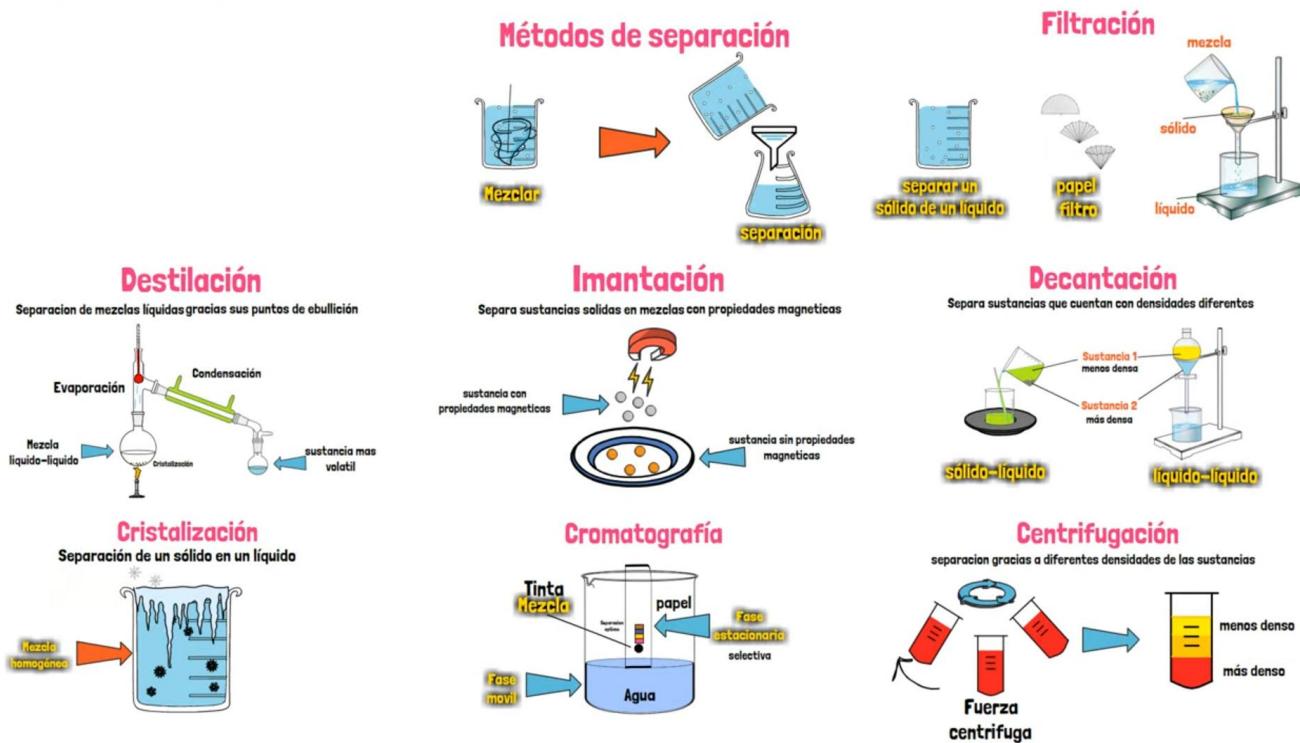


Figura 1.17. Ejemplos de métodos de separación de sistemas materiales.

1.8.1. Métodos físicos

Los métodos físicos separan fases entre sí. En todos los casos no se necesita reacción química ni calor.

1. Filtración: se necesita de un filtro (papel de filtro, algodón) por el que pasa el sistema. Separa sólidos y líquidos. Ejemplo: agua y arena.
2. Decantación: se deja reposar el sistema para que las fases queden bien separadas gracias a sus distintas densidades (una precipita), y luego “volcar” una de las fases (la líquida) fuera del recipiente. También separa sólidos y líquidos, como agua con arena, y además permite separar líquidos y líquidos (inmiscibles), como agua y aceite.
3. Tamización: separa sólidos y sólidos, utilizando un tamiz, que es una plancha con poros de distintos tamaños, dejando pasar a través de ellos los objetos más pequeños, quedando en su superficie los más grandes. Ejemplo: arena y piedras.
4. Imantación: separa metales, se utiliza un imán.
5. Centrifugación: separa sólidos y líquidos, o líquidos y líquidos, siguiendo el mismo principio que la decantación, pero para sistemas coloidales (en los que no alcanza la gravedad para lograr que una de las fases precipite), por lo que se utiliza la fuerza centrífuga. Se centrifuga el sistema y de esta forma logra que precipite uno de los componentes. Ejemplo: la sangre, que es un coloide, para hacer un análisis clínico la hago centrifugar y así separo los glóbulos rojos del plasma. Es muy útil también para aislar los componentes celulares para su estudio.
6. Levigación: separa sólidos y sólidos. Se hace pasar una corriente de agua o aire que distancia los materiales de acuerdo con su peso.

1.8.2. Métodos fisicoquímicos

Estos métodos separan sustancias entre sí. Es necesario utilizar una reacción fisicoquímica: el cambio de estado, a partir de ingresar calor al sistema.

1. Evaporación: se pierde el compuesto líquido. Ejemplo: agua y sal.

2. Destilación: es una evaporación, pero más eficiente porque recupera el componente líquido haciéndolo condensar. Se aprovechan los distintos puntos de ebullición, y al final, se obtienen los dos compuestos puros.
3. Cromatografía: se pasa el sistema por una columna, que puede ser un papel, y los componentes se separan según la afinidad que tengan por la columna.
4. Cristalización: es lo inverso a disolver. Ejemplo: agua y sal. Se evapora el agua y se disminuye la solubilidad, cristalizando el sólido disuelto.

1.8.3. Métodos químicos

Separan elementos entre sí.

1. Electrólisis: la utiliza la energía eléctrica para separar compuestos en sustancias simples. Se produce una reacción química.

ACLARACIONES:

- Los SÓLIDOS entre sí no se mezclan, forman sistemas heterogéneos, salvo las aleaciones de metales, que son soluciones sólidas. Ejemplo: el bronce es una aleación entre el estaño (Sn) y el cobre (Cu).
- Los GASES entre sí se mezclan siempre homogéneamente, por estar sus moléculas tan separadas. Pero con un líquido o con un sólido forman siempre sistemas heterogéneos, no se mezclan.
- Los compuestos que se diluyen (disuelven) en agua, se llaman POLARES, y entre ellos se mezclan también. Son el alcohol, vinagre, ácidos, hidróxidos (bases), sales (como NaCl), sacarosa (azúcar), glucosa, etc. Entre ellos forman sistemas homogéneos
- Los compuestos que NO se diluyen en agua, se llaman APOLARES, y son los aceites, las grasas (lípidos), el benceno, el cloroformo, el tetracloruro de carbono (CCl_4) y demás solventes orgánicos. Entre ellos sí se mezclan, pero algo polar con algo apolar, no se mezclan nunca, forman sistemas heterogéneos.

TEMA 1: GUÍA DE PROBLEMAS

Sistemas Materiales

1- Indicar cuales de las siguientes afirmaciones describen fenómenos físicos de un sistema material y cuales describen fenómenos químicos.

a) El gas oxígeno es necesario para la combustión de la materia orgánica.	ñ) La rueda de un automóvil gira y se desplaza de un lugar a otro.
b) Se quema un trozo de papel.	o) Un cuaderno se cae al piso.
c) El agua hierve a 100 °C a nivel del mar.	p) Combustión de la madera.
d) Un trozo de plomo es más “pesado” que un trozo del mismo tamaño de aluminio.	q) Formación de granizo en una nube.
e) Se enciende la hornalla de la cocina usando un fósforo.	r) Una puerta metálica se dilata por el calor.
f) Una varilla de hierro se oxida por la humedad ambiente.	s) Si dejamos un pedazo de hierro expuesto al aire se recubre de una capa rojiza.
g) Cuando se calienta una determinada cantidad de líquido aumenta su volumen.	t) Evaporación del agua en la pava eléctrica.
h) Un cubito de hielo se disuelve en un vaso con gaseosa.	u) En la digestión estomacal, los alimentos se transforman en materiales asimilables.
i) Sublimación de yodo.	v) La cocción de una costeleta.
j) Evaporación de alcohol.	w) En el motor de un automóvil tiene lugar la combustión de la gasolina. Los humos producidos se expulsan por el tubo de escape.
k) Reducción del hierro.	x) La caída de una pelota.
l) Fotosíntesis.	y) Un auto que se moviliza por la ruta.
m) El agua caliente que sale de la ducha se transforma en vapor de agua y empaña los espejos del cuarto de baño.	z) Romper un papel.
n) Oxidación de un clavo.	aa) El sonido de la alarma de los bomberos.

2- Se determinaron las siguientes propiedades de un trozo de hierro: masa: 30 g; volumen: 5,13 cm³; densidad: 5,8 g/cm³; color: gris brillante; punto de fusión: 1535 °C; insoluble en agua; se oxida en presencia de aire húmedo.

Indicar cuales de estas propiedades son intensivas y cuales son extensivas.

3- Dado los siguientes sistemas materiales, discutir cuales son homogéneos y cuales son heterogéneos.

Observación: en todos los casos, cuando no es aclarado, se considera que cuando es posible una disolución, el material se encuentra completamente disuelto.

- a) Aire puro
- b) Agua potable
- c) agua con azúcar parcialmente disuelta
- d) Carbón y kerosene
- e) Agua y aceite
- f) Una varilla de hierro
- g) Agua, hielo y sal de mesa
- h) Agua y alcohol

4- Para los sistemas materiales heterogéneos del ejercicio anterior. Diga cuantas fases y cuantos componentes tiene cada uno de ellos y cuales son. Y para los homogéneos, indique si son sustancias o soluciones.

5- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles son incorrectas? Justifique.

- a) Un sistema material de un solo componente es siempre homogéneo.
- b) Un sistema material de dos o más componentes puede ser homogéneo o heterogéneo.
- c) Las soluciones son sistemas homogéneos de uno o más componentes.
- d) Cualquier sistema material de dos o más componentes líquidos debe ser homogéneo.
- e) Cualquier sistema material de dos o más componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- f) Cualquier sistema material formado por un solo componente es una sustancia pura y puede ser homogéneo o heterogéneo.

6- Dar ejemplos de:

- a) Un sistema material de tres fases y un componente
- b) Un sistema material de una fase y tres componentes
- c) Un sistema material de tres fases y tres componentes
- d) Un sistema material de dos fases sólidas y una fase líquida
- e) Un sistema material de una sola fase y un componente
- f) Un sistema material de una sola fase y cuatro componentes

7- En un recipiente a temperatura ambiente se mezclan un cubo de hielo, un litro de agua, una cucharada de sal y una cucharada de azúcar. Considerando que el sistema material es el contenido del recipiente, responder y justificar:

- a) ¿Es un sistema homogéneo o heterogéneo?
- b) ¿Cuántas fases tiene el sistema, ¿cuáles son y qué componentes hay en el mismo?
- c) ¿Hay interfases? Especifique en caso de contestar afirmativamente.
- d) ¿La densidad es la misma en cualquier porción del sistema que se tome como muestra?
- e) ¿Qué ocurre con el sistema transcurrido un tiempo de dos horas?

Responda ahora las cuatro preguntas anteriores.

8- Para un sistema material formado por agua líquida y limaduras de hierro indicar cual de las siguientes afirmaciones es correcta, justifique su respuesta.

- a) Es homogéneo.
- b) Hay dos fases.
- c) Tiene las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.

9- ¿Cómo clasificarías a cada uno de los siguientes materiales? Marca con una X según corresponda:

Material	Elemento	Compuesto	Solución
Agua destilada			
Acero (aleación)			
Oxígeno			
Aspirina ($C_9H_8O_4$)			
Jugo de naranja			
Hierro (Fe)			
Té			
Sal de mesa (NaCl)			
Lavandina (agua con hipoclorito de sodio)			

10- Dado el sistema agua-aceite-cuarzo decir:

- a) ¿Es homogéneo o heterogéneo?

- b) ¿Cuáles son sus componentes?
- c) ¿Cuántas fases hay y cuáles son?

11- Clasificar en soluciones y sustancias puras los siguientes sistemas homogéneos:

- a) Hierro
- b) Alcohol absoluto
- c) Tinta
- d) Oxígeno
- e) Aire
- f) Agua de mar

12- Clasificar en homogéneos o heterogéneos los siguientes sistemas:

- a) Gas contenido en un cilindro
- b) Azúcar, agua y carbón
- c) Granito
- d) Agua destilada
- e) Humo
- f) Niebla

13- ¿Cuántas fases puede distinguir en una botella de soda abierta, sin tapa y llena hasta el tope? ¿Cuáles son?

14- ¿En cuál de las afirmaciones siguientes se describe cambios químicos?

- I. El sodio al ser cortado se empaña rápidamente.
- II. El jugo de naranja congelado se reconstituye agregándole agua.
- III. Una cucharada de azúcar se disuelve en una taza de té luego de agitarla.
- IV. Dependiendo de la cantidad de aire que ingresa por el interior de un mechero Bunsen, entonces el color de la llama puede cambiar de amarillo a azul.

- a) II y III
- b) I y IV
- c) I, III y IV
- d) III y IV
- e) Sólo IV

TEMA 2

MOLÉCULAS – ÁTOMOS - IONES



- ¿A qué se dedican los átomos más lindos?
- ¡Son modelos atómicos!

Competencias:

- ↳ Caracterizar las partículas subatómicas.
- ↳ Reconocer número atómico y número másico y establecer relaciones entre ellos y las partículas subatómicas.
- ↳ Comprender y utilizar con eficacia la Tabla Periódica.

2.1. Introducción

La química busca explicar las propiedades observables gracias a nuestros sentidos: la sal de mesa puede disolverse en agua, el oro es un metal amarillo que puede formar láminas delgadas, el cobre es atacado por el ácido nítrico, pero no por el ácido clorhídrico, algunos elementos forman compuestos de fórmulas semejantes, etc. Dicha explicación la encontramos en el mundo submicroscópico, el mundo de los átomos, moléculas e iones.

Actualmente sabemos que la materia está formada por partículas extraordinariamente pequeñas, pero tal vez no sepamos cómo se descubrieron dichas partículas y qué modelos atómicos se presentaron a partir de cada descubrimiento. En este tema aprenderemos los símbolos que caracterizan a las partículas subatómicas y cómo se puede medir la masa de átomos y moléculas. El conocimiento de la estructura atómica nos permitirá interpretar las diferencias y semejanzas entre las propiedades de los elementos.

Quizás nos resulte difícil de comprender que el conocimiento profundo que hoy tenemos de la estructura de la materia tuvo sus orígenes en la filosofía griega antigua. Durante los siglos XVII al XIX se postularon diferentes modelos atómicos que intentaron explicar la estructura del átomo hasta llegar finalmente al modelo actual, el cual evidencia que los átomos están formados por partículas más pequeñas llamadas partículas subatómicas y entre ellas se encuentran las partículas fundamentales.

2.2. Teoría atómica de Dalton

En la actualidad sabemos que toda la materia está formada por moléculas, átomos y iones. La química siempre se relaciona, de una u otra forma, con estas especies. Desde la antigüedad se han propuesto diferentes teorías que proponen como está formada la materia. En la Figura 2.1. se muestra como han evolucionado en el tiempo las teorías atómicas.

460-370 AC Demócrito	• <u>Átomo</u> : el universo está formado por espacio vacío y un número (casi) infinito de partículas invisibles, indivisibles, diferentes en forma, posición, y disposición.
1808 John Dalton	• <u>Teoría atómica</u> : el átomo es una esfera compacta, individual e indestructible.
1874 George Stoney	• <u>Teoría del electrón</u> : masa
1898 Joseph Thomson	• <u>Modelo torta de pasas</u> : el átomo es una esfera con cargas positivas uniformemente distribuidas, con pequeños electrones negativos como pasas adentro.
1911-1919 Ernest Rutherford	• Núcleo - Protón • Átomo neutro, vacío
1913 Niels Bohr	• <u>Teoría de la estructura atómica (cuántica)</u> • <u>Órbitas</u> : espectros
1926 Erwin Schrödinger	• <u>Orbital</u> : espacio donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón. • <u>Mecánica cuántica, incertidumbre</u> .
1931 James Chadwick	• <u>Neutrón</u>

Figura 2.1. Línea del tiempo de la teoría atómica.

(udep (slideshare.net), 2022)

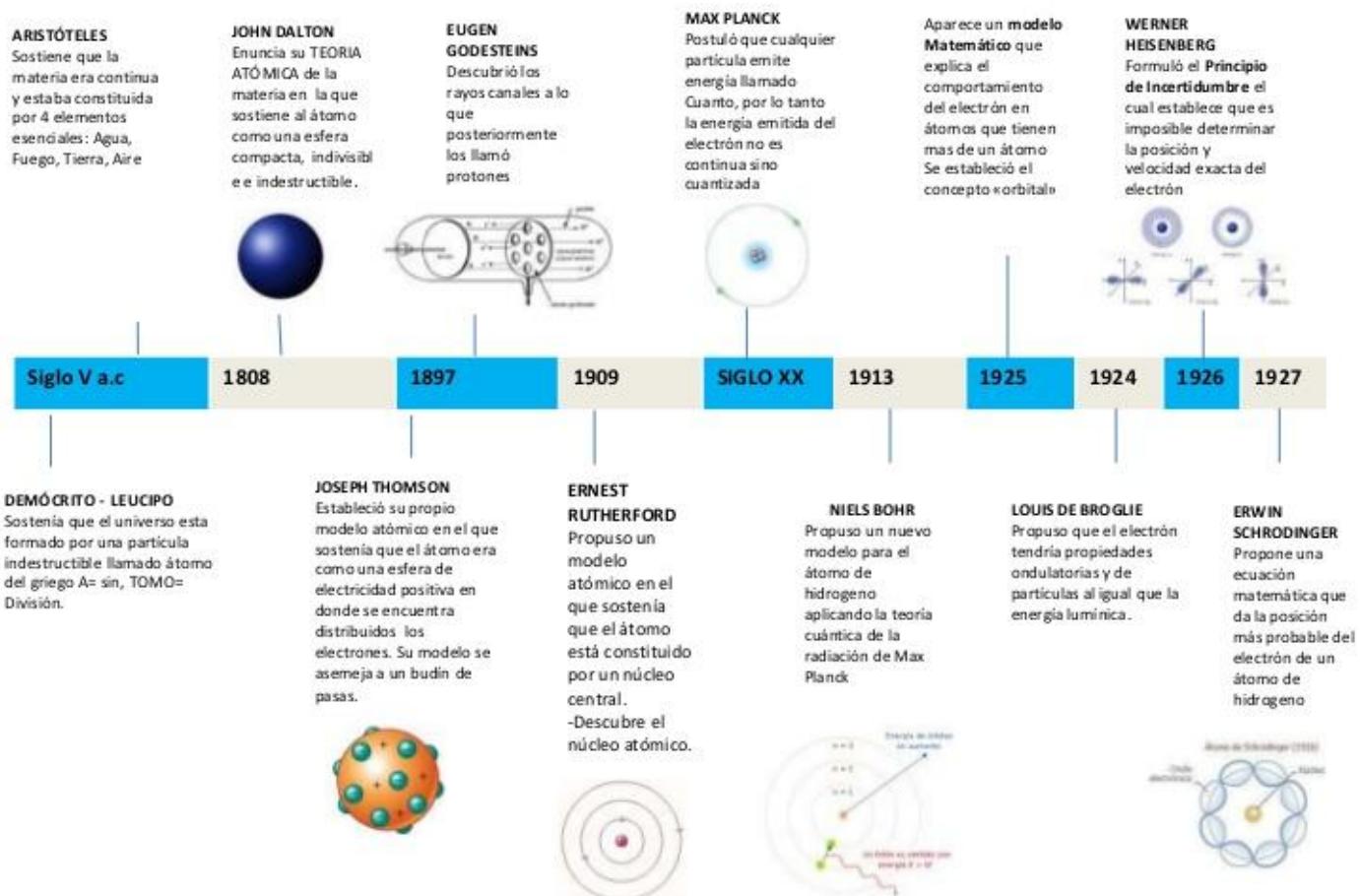


Figura 2.2. Evolución del modelo atómico.

(Quimikamptwo: línea del tiempo – modelos atómicos, 2025)

En 460-370 AC, el filósofo griego **Demócrito** expresó la idea de que toda la materia estaba formada por **átomos** (que significa indestructible o indivisible). Demócrito desarrolló la **teoría atómica del universo**. Esta teoría, que se explica mediante razonamientos lógicos, se describe así:

- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, como Platón y Aristóteles, ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del **atomismo**, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

En 1808 el científico inglés **John Dalton** formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos. Su trabajo marcó el principio de la **era de la química moderna**. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

- Los **elementos** están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas **átomos**.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
- Los **compuestos** están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
- Una **reacción química** implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de estos. En las reacciones químicas se ponen en juego los electrones de los átomos (pérdida, ganancia o reacomodamiento).



Figura 2.3. Representación de los átomos y compuestos por Dalton.
([Modelo atómico de Dalton - Wikipedia, la enciclopedia libre](#), 2025)

Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos. Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno sólo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrógeno son distintos de los átomos de oxígeno (primera hipótesis).

La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico francés **Joseph Louis Proust: la ley de las proporciones definidas**.

Muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.

Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, *si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante*. Cuando dos o más sustancias simples se combinan para formar un compuesto definido, lo hacen siempre en una relación de masas constante.

Tabla 2.1. Ley de Proust.

Masa Fe (g)	Masa S (g)	Masa FeS (g)	Masa Fe/Masa S
56	32	88	$56/32 = 1,75$
280	160	440	$280/160 = 1,75$
14	8	22	$14/8 = 1,75$
560	320	880	$560/320 = 1,75$
168	96	264	$168/96 = 1,75$
Ley de Lavoisier			Las masas varían, pero la proporción en que se combinan es siempre la misma.

A esta ley la acompaña la **Ley de conservación de los elementos**:

En un sistema material cerrado, la masa y el número de átomos de cada elemento permanece constante, aunque en él se produzcan transformaciones químicas.

La tercera hipótesis también explica la **ley de las proporciones múltiples** de manera muy sencilla:

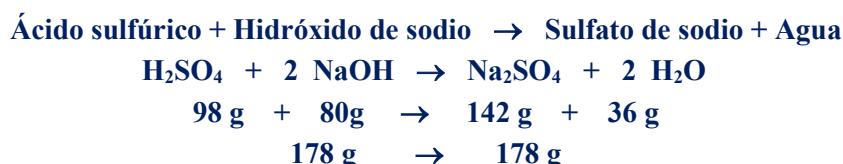
Diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase.

Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono es 1:1 y en el dióxido de carbono es 1:2. Este resultado concuerda con la ley de las proporciones múltiples.

La hipótesis cuatro es una forma de enunciar la **Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier** (1785). **Antoine Lavoisier** (1743-1794) fue el primer científico que usó la balanza, en forma sistemática, para realizar sus experiencias y obtener los resultados al combinar las sustancias. Así enunció una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales como:

En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos (la materia no se pierde ni se crea, solo se transforma).

En todo sistema material cerrado la masa permanece constante, aunque en él se produzcan transformaciones físicas o químicas. Así, si se forman gases que se escapan al exterior, la masa disminuirá y no se cumplirá la ley de Lavoisier. Esta ley se ejemplifica en la Figura 2.4.



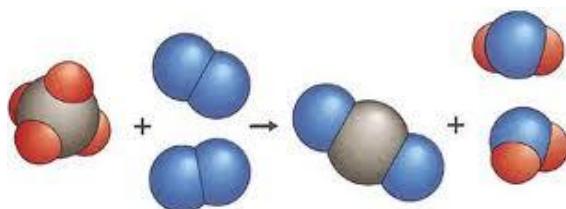


Figura 2.4. Ley de Antoine Lavoisier.

2.3. Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton:

Un átomo es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de *tres partículas: electrones, protones y neutrones*.

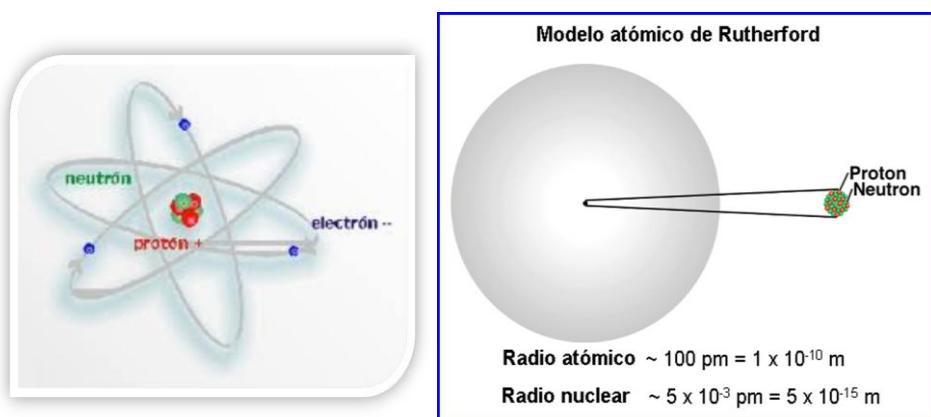


Figura 2.5. Modelo atómico de Ernest Rutherford.

Joseph John Thomson descubrió el electrón en 1898, mucho antes del descubrimiento del protón y del neutrón. En su modelo, llamado **budín de pasas**, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como un budín de pasas. Postulaba que los electrones se distribuían uniformemente en el interior del átomo, suspendidos en una nube de carga positiva. El átomo se consideraba como una esfera con carga positiva con electrones repartidos como pequeños gránulos. La herramienta principal con la que contó Thomson para su modelo atómico fue la electricidad.

El modelo atómico de **Ernest Rutherford** es un modelo atómico o teoría sobre la estructura interna del átomo propuesto por el químico y físico británico-neozelandés en 1911-1913. Este modelo fue el primero que consideró al átomo formado por dos partes: la "corteza", constituida por todos sus electrones, girando a gran velocidad alrededor de un "núcleo" muy pequeño; que concentra toda la carga eléctrica positiva y casi toda la masa del átomo. El núcleo está rodeado por una nube de electrones, que en un átomo neutro están en un número igual de protones. Los electrones son partículas de carga negativa y masa muy pequeña comparada con la de los protones y neutrones: un 0,05% aproximadamente. Los electrones se encuentran alrededor del núcleo, ligados por la fuerza electromagnética que éste ejerce sobre ellos.

En 1931 el físico inglés **James Chadwick** definió los neutrones como partículas del núcleo

eléctricamente neutras con una masa similar a la masa de los protones. Así se pudo explicar las relaciones de masas del He y el H. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; así, la relación es 4:1.

En 1913 **Niels Bohr** presentó su teoría explicando cómo los e^- pueden tener órbitas estables alrededor del núcleo y por qué los átomos presentan espectros de emisión característicos (dos problemas que eran ignorados en el modelo previo de Rutherford). En este modelo los electrones podían caer (pasar de una órbita a otra), emitiendo un fotón, hecho sobre el que se sustenta la mecánica cuántica.

En 1926 **Erwin Schrödinger** propuso un **modelo atómico cuántico no relativista**. En este modelo los electrones se consideran originalmente como una onda estacionaria de materia cuya amplitud decaía rápidamente al sobrepasar el radio atómico. La propuesta también propone que dentro de un mismo nivel energético existían subniveles. Estos subniveles fueron incorporados como órbitas elípticas y correcciones relativistas.

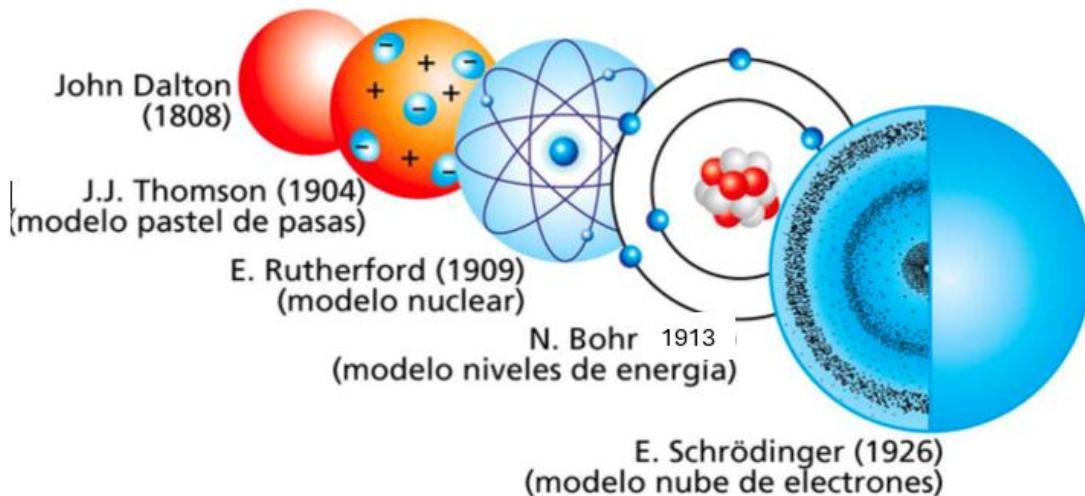


Figura 2.6. Comparación de los modelos atómicos.
([Química I](#), 2025)

La teoría aceptada hoy es que el átomo se compone de un *núcleo denso* que representa el 99% de la masa del átomo. El núcleo del átomo es su parte central. Tiene carga positiva. Ocupa una fracción muy pequeña del volumen del átomo: su radio es unas diez mil veces más pequeño (la mayor parte del átomo es vacío). En cuanto a las partículas subatómicas, éstas poseen un conjunto de propiedades intrínsecas como la carga, masa en reposo, spin, tipo de interacción (mediante una de las cuatro fuerzas naturales: electromagnética, débil, fuerte, o gravitatoria), número bariónico, vida media, etc. Según estas propiedades se clasifican en dos grupos:

- **Leptones**: son partículas de masa ligera y de interacción débil. Entre ellos tenemos a: electrón (e^-), neutrino (ν), muon (μ).
- **Hadrones**: son partículas pesadas, poseen interacciones electromagnéticas, débiles y fuertes, están constituidos por ciertas partículas elementales llamadas quarks. Los quarks son las partículas más pequeñas que constituyen la materia, por lo tanto, son partículas elementales. Los físicos norteamericanos Friedman y Kendall y el canadiense R. Taylor ganaron el Premio Nobel de Física en 1990 por sus trabajos sobre los quarks. Hasta el momento se conocen 6 tipos de ellos: up (u), down (d), strange (s), charm (c), botton (b), top (t), cuya combinación en triadas forman los báriones. Los hadrones se agrupan en:
 - **Bariones**: protón, neutrón, hiperón, etc.
 - **Mesones**: pión, kaón.

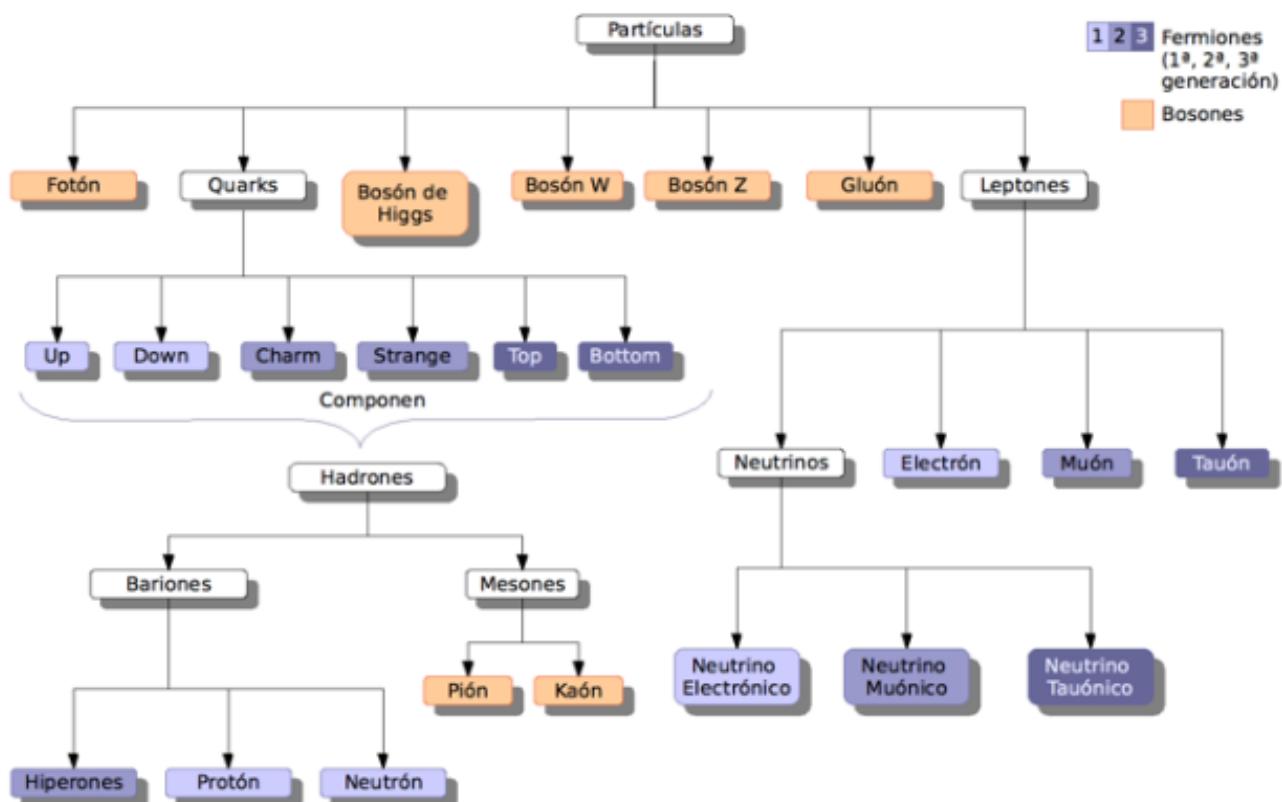


Figura 2.7. Partículas subatómicas.
 (“Partículas subatómicas” – UNIVIA, 2025)

2.4. Número atómico

La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo es el número atómico.

Este se representa por la letra **Z** y se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo químico. *Es el que distingue a un elemento químico de otro.* Como los átomos son neutros (igual cantidad de protones que de electrones), Z es también igual al número de electrones. Claramente, esto ya no se mantiene cuando los átomos ceden o aceptan electrones, convirtiéndose en iones.

El núcleo más sencillo es el del hidrógeno, formado únicamente por un protón. El núcleo del siguiente elemento en la tabla periódica, el helio, se encuentra formado por dos protones y dos neutrones. Entonces, el número atómico del hidrógeno es 1 (¹H), y el del helio es 2 (⁴He).

2.5. Número másico

La cantidad total de partículas contenidas en el núcleo de un átomo se conoce como número másico.

Este número es representado por la letra **A** y escrito en la parte superior izquierda del símbolo químico. De esta manera, el número másico del hidrógeno es 1 (¹H), y el del helio es 4 (⁴He).

La relación entre el número atómico (Z) y el número másico (A) se establece a través de la siguiente ecuación:

$$\begin{aligned}
 A &= p^+ + n = Z + n \\
 Z &= p^+ \\
 A - Z &= n
 \end{aligned}$$

donde **p⁺** es el número de protones y **n** el número de neutrones.

En la Figura 2.8. se presenta la representación de los números atómicos, número de neutrones y másicos para cada elemento en la tabla periódica.

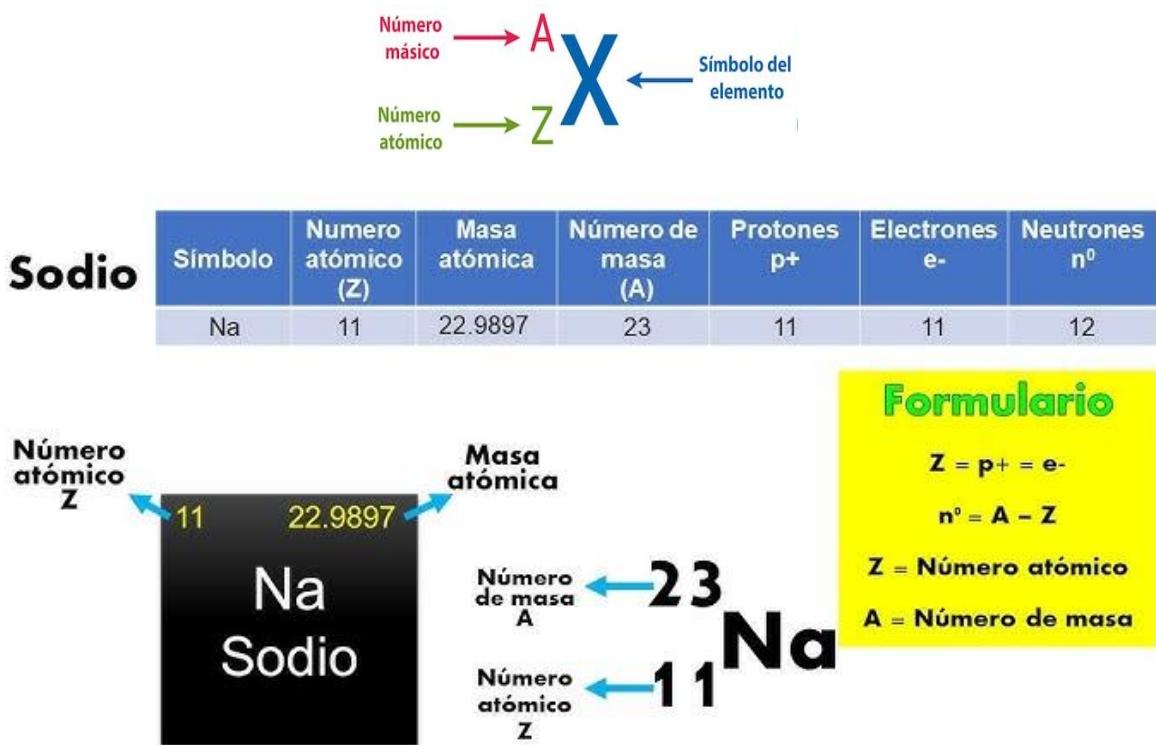


Figura 2.8. Representación de Z y A.

([Número de protones, electrones y neutrones del elemento SODIO - YouTube](#), 2025)

2.6. Iones

Un **ión** es una partícula cargada, con carga neta positiva o negativa. *El número de protones, cargados positivamente, permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas)*, pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **cation**, un ion con carga neta positiva. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el cation sodio, que se representa como Na^+ :

Átomo de Na	Ion Na^+
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^- :

Átomo de Cl	Ion Cl^-
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

2.7. Masa atómica

Para poder cuantificar la masa de las partículas atómicas se buscó una unidad de masa acorde al tamaño de estas. En un principio, arbitrariamente se tomó el hidrógeno como elemento patrón (todas las unidades de medidas tienen un patrón de referencia), por ser el elemento más ligero, y se le adjudicó la masa unidad. A la masa correspondiente se la denominó **unidad de masa atómica (uma)**.

Debido al difícil manejo del hidrógeno y, sobre todo, a que con él se obtenían masas moleculares no enteros para muchos gases, se adoptó como nuevo patrón en 1961. La IUPAC acordó utilizar un nuevo patrón:

el isótopo del carbono de número másico 12 (conocido como ^{12}C ó como Carbono-12), al que se le adjudicó la masa atómica exacta de 12 uma. De esta manera, el que el cloro tenga, por ejemplo, una masa atómica de 35,45 significa que sus átomos son 35,45 veces más pesados que 1/12 del átomo de ^{12}C .

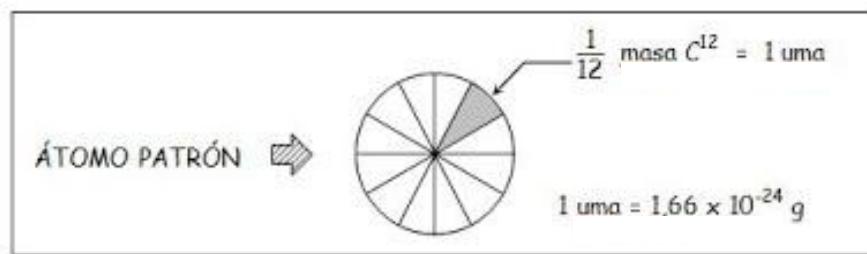


Figura 2.9. ¿Qué es una uma?
(grupokepler.blogspot.com.ar/2012/08/unidad-quimica-de-masa.html, 2025)

- Los **isótopos** son átomos que tienen *el mismo número atómico pero diferente número másico*, o sea diferente número de neutrones.
- Los **isobaros** son átomos diferentes que tienen *el mismo número másico y distinto número atómico*.
- Los **isótonos** son átomos con *el mismo número de neutrones, pero distinto número atómico y número másico*.

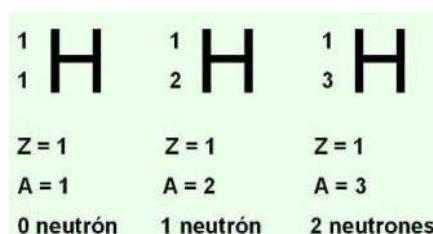
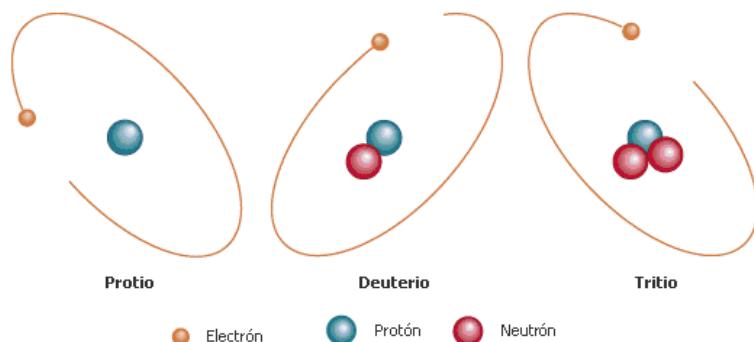


Figura 2.10. Isótopos de hidrógeno.
([genomasur](http://genomasur.com), 2025)

En definitiva, hay que considerar que la **masa atómica** de un elemento (M), dato que podemos obtener desde la tabla periódica de los elementos, es:

- ✚ una masa relativa, comparado con la masa de un átomo de ^{12}C .
- ✚ *masa atómica media de todos los isótopos de ese elemento, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada isótopo, tal como se presenta dicho elemento en la naturaleza* (abundancia relativa – datos tabulados).

En compuestos, habremos de referirnos a la **masa molar** (M), definida como la *suma de las masas atómicas de todos los átomos que constituyen su molécula*.

$$M = \frac{A_1 \cdot a_1 + A_2 \cdot a_2 + A_3 \cdot a_3 + \dots + A_n \cdot a_n}{a_1 + a_2 + a_3 + \dots + a_n}$$

$A_1, A_2, A_3\dots$: número de masas de los isótopos

$a_1, a_2, a_3\dots$: abundancia natural de los isótopos (que deben sumar 100 para cada elemento)

Isótopo	Masa (u.m.a.)	Abundancia (%)	Apunte
^{24}Mg	24	78,99	18,96
^{25}Mg	25	10,00	2,50
^{26}Mg	26	11,01	2,86
Masa atómica		24,32	

Figura 2.11. Cálculo de la masa atómica del magnesio a partir de las abundancias de sus isótopos.

Siendo los átomos partículas muy pequeñas, del orden de 10^{-24} gramos, (es decir: 0,000000000000000000000001 gramos) se hace indispensable para un mejor manejo, utilizar determinadas convenciones de expresión de la masa.

Según lo explicado, se definió una unidad convencional relativa, una (unidad de masa atómica) como la 12 (doceava) parte de la masa del átomo de carbono ^{12}C (isótopo más estable de carbono). Para calcular la masa atómica de un elemento, se tiene en cuenta la masa de todos sus isótopos estables en la naturaleza afectados por la abundancia relativa de cada isótopo. Como este número absoluto es muy pequeño, se lo divide por el valor de la u.m.a., obteniendo un número más manejable a nivel macroscópico (uma/uma).

Este número, calculado de esta manera, es el que aparece en la Tabla Periódica y que habitualmente utilizaremos como **masa atómica promedio relativa de los elementos**. Las masas atómicas de todos los elementos conocidos se encuentran recogidos en la actualidad en la **Tabla Periódica**.

Este *número expresado en gramos* será **1 mol del elemento**.

En la práctica, en lugar de una, utilizaremos gramos. Si se hace para todos los átomos, la relación entre ellos será la misma. Entonces, si 1 una de hidrógeno se relaciona con 23 una de sodio, podemos decir que 1 gramo de hidrógeno se relaciona con 23 gramos de sodio o sea que, la relación es la misma, solo cambia la cantidad de masa final.

2.8. Mol

Los seres humanos, para cuantificar los materiales usamos ciertas unidades de conteo, como por ejemplo la docena (12 unidades), el millar (1000 unidades), la decena (10 unidades), etc. Los químicos, para contar partículas constituyentes de la materia (átomos, moléculas, iones, electrones, protones, fotones, etc.) usan el mol.

El **mol** es la unidad con que se mide la cantidad de materia, una de las magnitudes físicas fundamentales del sistema internacional.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (partículas), como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C .

Básicamente un mol de cualquier sustancia contiene exactamente el mismo número de partículas. Este número equivale al Número de Avogadro (N_A), que es igual a $6,0022 \times 10^{23}$.

En resumen, el valor de masa atómica informado en la tabla periódica es un valor relativo, ya que para su cálculo se consideran los isótopos y su abundancia, y su unidad es g/mol, ya que se refiere a la masa del elemento por mol de átomos de este.

2.9. Molécula

La **molécula** es la unidad constituyente de una sustancia pura. Así la molécula de agua será la mínima expresión que define y explica todas las propiedades del agua. La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno de allí que su formulación sea H_2O .

La molécula es la menor porción de materia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra, y conserva las propiedades del todo.

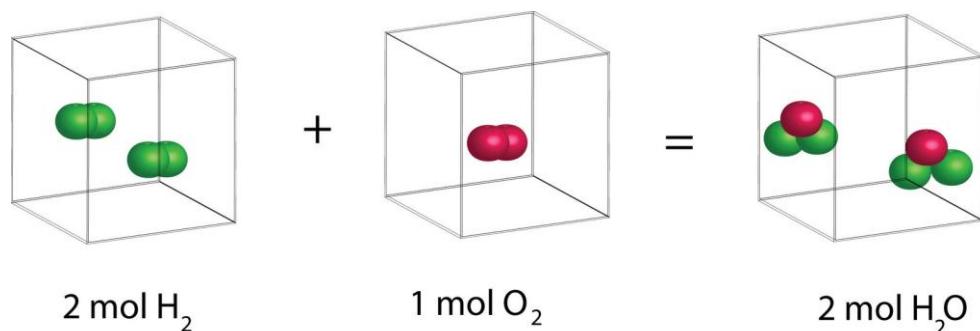


Figura 2.12. Moles de moléculas.

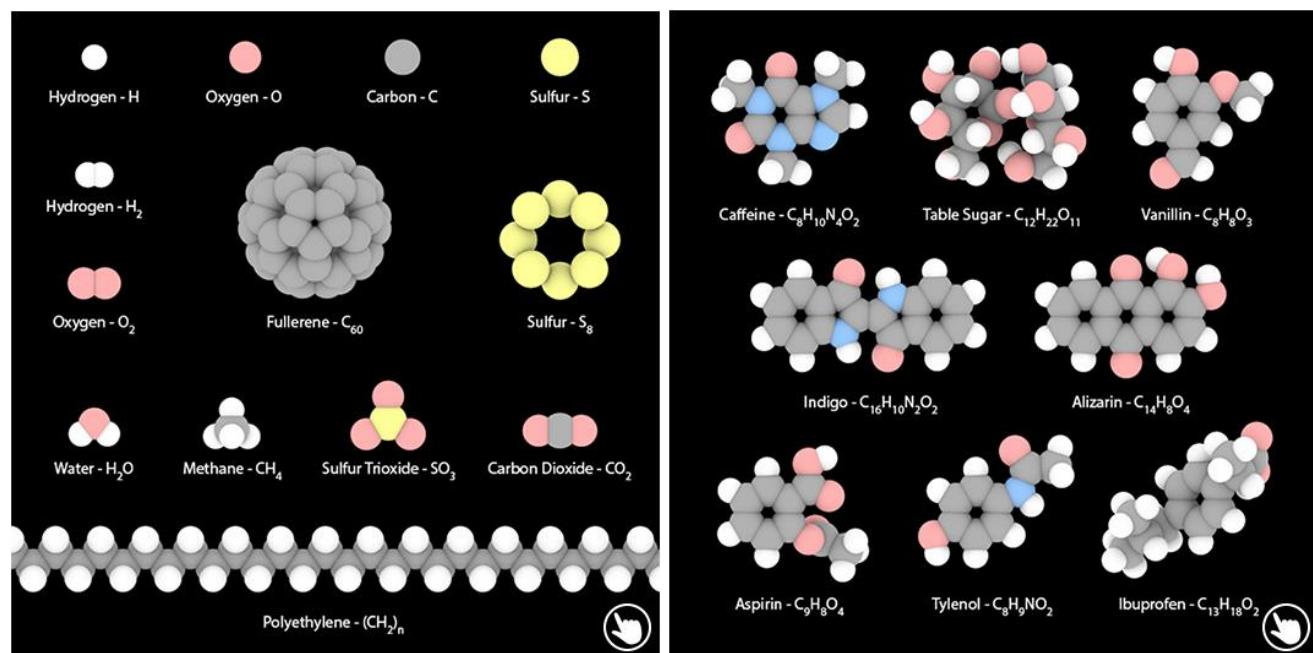


Figura 2.13. Átomos y moléculas.

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H_2 , es una **molécula diatómica** porque *contiene dos átomos*. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N_2), oxígeno

(O₂), y los elementos del grupo 7A: flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂) y yodo (I₂). Importante: esta información es de vital importancia cuando se estudie la formulación de reacciones químicas, ya que estos elementos (y solo ellos) deberán ser escritos en forma molecular. El resto de los elementos serán escritos en forma atómica.

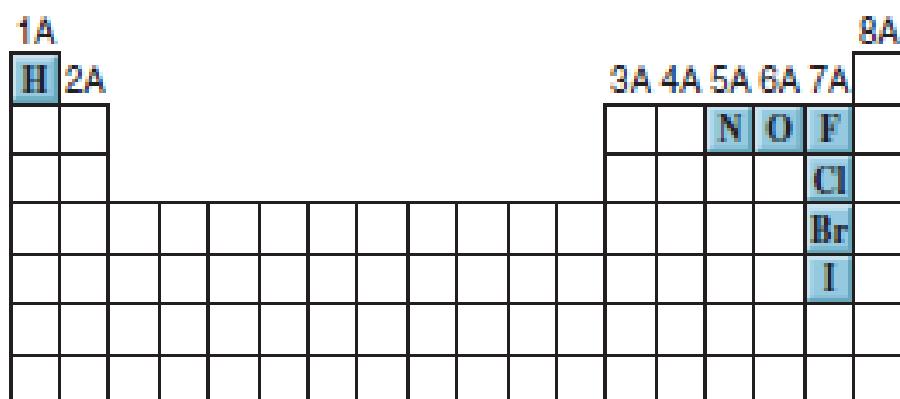


Figura 2.14. Ubicación en la tabla periódica de los átomos que forman moléculas diatómicas.

Además, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos, por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) y el monóxido de carbono (CO). La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O₃), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes, como el metanol (CH₂OH).

Las moléculas que contienen más de dos átomos reciben el nombre de *moléculas poliatómicas*. El ozono (O₃), el agua (H₂O) y el amoniaco (NH₃) son moléculas poliatómicas. La Figura 2.13. muestra ejemplos de diferentes moléculas.

2.10. Masa molar

La **masa molar** (\mathcal{M}) de un material o una sustancia compuestos es la sumatoria de las masas atómicas de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. La **atomicidad** es el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula. El número de átomos está determinado por el subíndice que acompaña al elemento en la fórmula del compuesto.

Por ejemplo, el agua cuya fórmula es H₂O tendrá una masa molar igual a:

$$\begin{aligned} \text{H} &= 1 \text{ uma} & \text{O} &= 16 \text{ uma} \\ 2 \times 1 \text{ uma} &+ 1 \times 16 \text{ uma} & &= 18 \text{ uma} \\ \text{el mol} &\text{ tendrá una masa de 18 g} \\ \text{masa molar del agua} &= 18 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

El concepto de mol es utilizado en cualquier cálculo de masas en las reacciones químicas, cuando se estudia la estequiometría de ellas.

2.11. Número de Avogadro

Amadeo Avogadro descubrió a principios del siglo XIX la relación entre la cantidad de moléculas o átomos de una sustancia y los moles. Las masas atómicas relativas expresadas en gramos se las define como 1 mol y contienen un número determinado de unidades de materia denominado **Número de Avogadro** que tiene un valor de $6,022 \times 10^{23}$.

Ejemplo: 1 gramo de hidrógeno 1 mol $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno
23 gramos de sodio 1 mol $6,022 \times 10^{23}$ átomos de sodio

$$16 \text{ gramos de oxígeno} \quad 1 \text{ mol} \quad 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

El concepto de mol es extensible a cualquier tipo de especies, así se puede decir que para ^{16}O que:

$$16 \text{ g de átomos de O} \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de O (atómico)}$$

$$32 \text{ g de moléculas de O}_2 \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de O (molecular)}$$

$$35,45 \text{ g de iones Cl}^- \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ iones Cl}^- (\text{iónico})$$

y es tan extensible el concepto, que podría decirse que $6,022 \times 10^{23}$ sillas constituyen 1 mol de sillas... o que $6,023 \times 10^{23}$ lápices constituyen 1 mol de lápices.

El día del mol se celebra cada año el 23 de octubre en Estados Unidos, entre las 6:02 de la mañana y las 6:02 de la tarde, aprovechando los dígitos del número de Avogadro.

El número de Avogadro es una de las constantes físicas más importantes y es esencial para el estudio de la química. Actualmente se realiza un esfuerzo mundial para determinar con una exactitud de hasta una parte en 100 millones este importante número. Se han fabricado varias esferas, específicamente para esta tarea y se presume que son las esferas más perfectas en el mundo. El diámetro de una esfera de 10 cm es uniforme entre 40 nm. Al medir el diámetro, la masa, la masa molar del silicio y el espacio entre los átomos de silicio, es posible calcular el número de Avogadro. Una vez determinado, este número puede ser utilizado para proporcionar una nueva masa estándar: el kilogramo silicio.

2.12. La Tabla Periódica

Los científicos emplean mucho tiempo en organizar la información en patrones útiles. Pero para ello deben tener dicha información, la cual además debe ser correcta. Los químicos no fueron capaces de organizar los elementos hasta el siglo XIX, debido a la incertidumbre en las masas atómicas y a que varios elementos no habían sido descubiertos.

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la *tabla periódica*, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

El químico ruso **Dmitri Mendeléyev**, en 1869, propuso por primera vez la tabla periódica. Él organizó su tabla primeramente por la masa atómica de los elementos. **Henry Gwyn Jeffreys Moseley** determinó los números atómicos de los elementos.

En la tabla periódica moderna, los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en filas horizontales, llamadas *periodos*, y en columnas verticales, llamadas *grupos* o familias, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas y similar disposición de sus electrones externos.

Hay 18 grupos en la tabla periódica estándar, diez son grupos cortos y los ocho restantes largos. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen similar configuración electrónica en el último nivel (número de electrones en la última capa), y por ello, tienen propiedades similares entre sí.

- Grupo 1 (I A): los metales alcalinos
- Grupo 2 (II A): los metales alcalinotérreos.
- Grupo 3 (III B): familia del Escandio (tierras raras y actínidos).
- Grupo 4 (IV B): familia del Titanio.
- Grupo 5 (V B): familia del
- Grupo 7 (VII B): familia del Manganeso.
- Grupo 8 (VIII B): familia del Hierro.
- Grupo 9 (VIII B): familia del Cobalto.
- Grupo 10 (VIII B):
- Grupo 13 (III A): los térreos.
- Grupo 14 (IV A): los carbonoideos.
- Grupo 15 (V A): los nitrogenoideos .
- Grupo 16 (VI A): los

Vanadio.

- Grupo 6 (VI B): familia del Cromo.
- Grupo 11 (I B): familia del Cobre.
- Grupo 12 (II B): familia del Zinc.
- familia del Níquel.
- Grupo 17 (VII A): los halógenos.
- Grupo 18 (VIII A): los gases nobles.

La tabla periódica consta de 8 períodos, aunque en la actualidad se pueden encontrar que la mayoría de las tablas comerciales solo muestren 7 períodos. El número de niveles energéticos de un átomo determina el periodo al que pertenece. Cada nivel está dividido en distintos subniveles, que conforme aumenta su número atómico se van llenando en este orden:

Siguiendo esa norma, cada elemento se coloca según su configuración electrónica y da forma a la tabla periódica. Los electrones situados en niveles más externos determinan en gran medida las propiedades químicas, por lo que éstas tienden a ser similares dentro de un mismo grupo, sin embargo, la masa atómica varía considerablemente incluso entre elementos adyacentes. Al contrario, dos elementos adyacentes de mismo periodo tienen una masa similar, pero propiedades químicas diferentes.

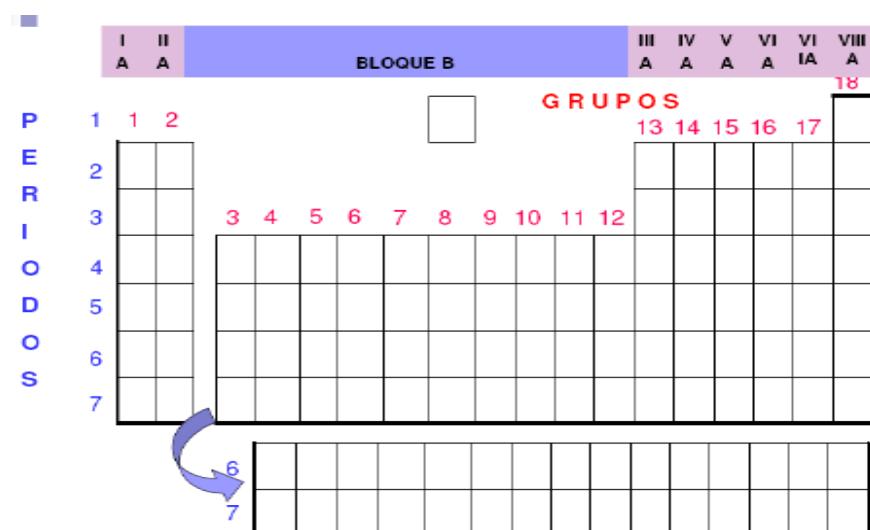


Figura 2.15. División de la tabla periódica en grupos y períodos.

Los elementos se dividen en tres categorías: *metales*, *no metales* y *metaloïdes*. La mayoría de los elementos que se conocen son metales; sólo 12 elementos son no metales y 7 son metaloides.



Figura 2.16. Ubicación de los metales, no metales y metaloides en la tabla periódica.

- Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad, es maleable y dúctil y posee brillo metálico. Los metales son elementos que tienden a perder electrones durante las reacciones químicas, formando iones positivos (cationes). Son sólidos, excepto el Hg que es líquido, y la mayoría se encuentra en la naturaleza formando sales y óxidos, excepto los metales nobles, que se encuentran en estado nativo (libre), por ejemplo: Cu, Ag, Au, Pt, etc.
- Un no metal generalmente es mal conductor del calor y la electricidad, por ello es un buen aislante térmico. Los no metales son opacos a la luz ordinaria, no son dúctiles ni maleables, son quebradizos o frágiles en estado sólido. En condiciones ambientales son sólidos y gaseosos, excepto el Br que es líquido. Cuando los no metales participan en una reacción química tienden a ganar electrones, formando iones negativos (aniones). Los no metales son: hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor, fósforo, azufre, cloro, selenio, bromo, iodo y astato.
- Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. La mayoría de los metaloides tienen óxidos o hidróxidos anfóteros, sustancia que puede reaccionar ya sea como un ácido o como una base. Los metaloides son: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y polonio.

De izquierda a derecha, a lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo 1A, grupo 2A, y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales.

Clasificación de los elementos, según sus nombres comunes



Figura 2.17. Clasificación de los elementos según su ubicación en la tabla periódica.

- Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman metales alcalinos.
- Los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) se llaman metales alcalinotérreos.
- Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At) son los halógenos.
- Los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) son los gases nobles o gases raros. Estos elementos tienen una tendencia muy limitada a formar iones.
- Llamamos elementos representativos a los elementos pertenecientes a los grupos 1, 2 y desde el 13 al 18, según la nomenclatura sugerida por la IUPAC.
- Los elementos que pertenecen a los grupos 3 al 12 son llamados elementos de transición. Estos elementos forman iones positivos, pero el número de electrones perdidos no está relacionado con el número de grupo, ya que, en la mayoría de los casos, los metales de transición son capaces de formar dos o más iones con diferente carga.
- Los elementos con $Z = 57$ al 71 y 89 al 103 se llaman lantánidos y actínidos, respectivamente, y constituyen los elementos de transición interna. La causa de su ubicación (debajo de la tabla) será comprendida cuando se avance en el estudio de orbitales y configuraciones electrónicas.

El último elemento químico descubierto es el oganesón (Og), que tiene el número atómico 118. Fue sintetizado por primera vez en 2002 en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear (JINR) de Dubna, Rusia. El oganesón fue descubierto por un equipo de científicos rusos y estadounidenses. Su nombre es un homenaje al físico ruso Yuri Oganessian, quien ha descubierto varios elementos superpesados. Además, en 2004, la IUPAC confirmó el nombre ununennio como el nombre oficial temporal del elemento 119.

Los otros elementos que se descubrieron recientemente son:

- Nihonio (Nh), el elemento 113, descubierto por el Instituto Riken de Japón
- Moscovio (Mc), el elemento 115, descubierto en colaboración con científicos norteamericanos
- Tenesio (Ts), el elemento 117, descubierto en colaboración con científicos rusos y estadounidenses

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es la encargada de aprobar los nombres y símbolos de los elementos químicos.

La forma de la tabla periódica está íntimamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos de los elementos. La **configuración electrónica** indica la manera en la cual los electrones se estructuran o se modifican en un átomo. La configuración electrónica es importante porque determina las propiedades de combinación química de los átomos y por tanto su posición en la tabla periódica.

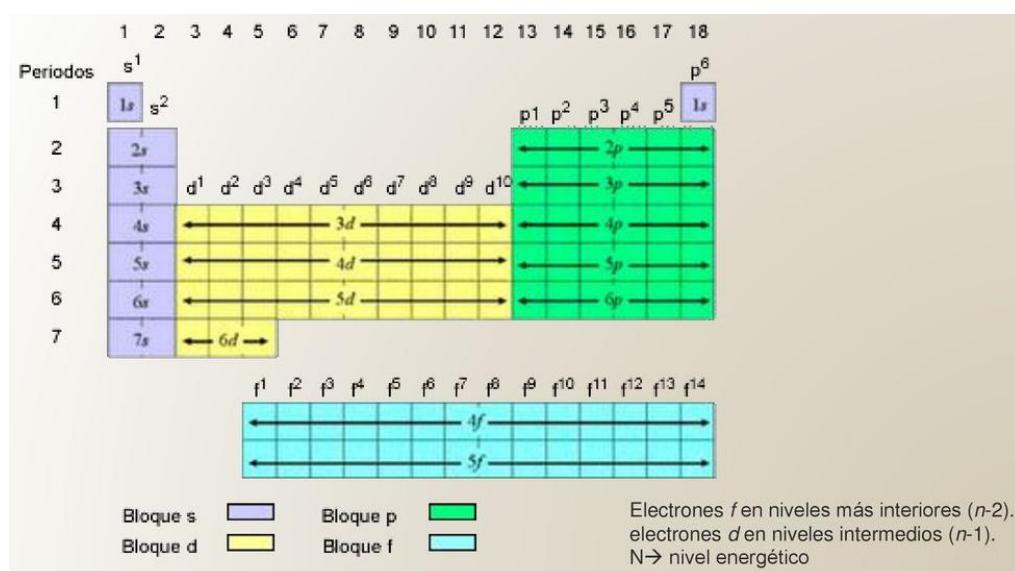


Figura 2.18. Configuración electrónica de los elementos en la tabla periódica.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico. Entre estas propiedades se pueden mencionar la afinidad electrónica, la energía de ionización, la electronegatividad, el radio atómico, etc.

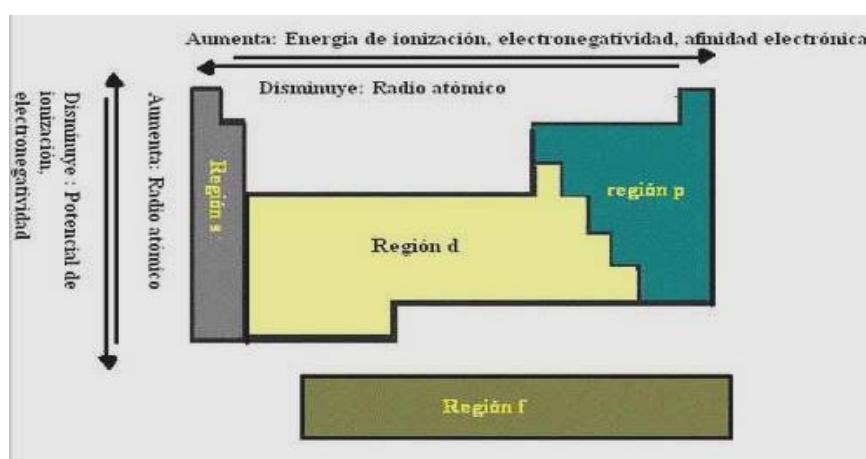


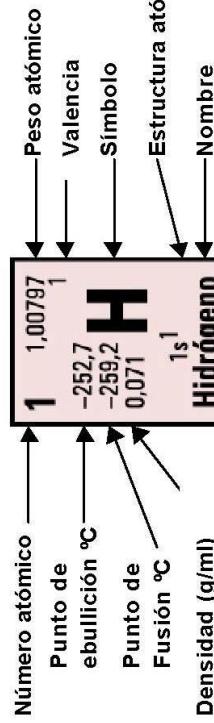
Figura 2.19. Tendencia de las propiedades de los elementos en la tabla periódica.

Observaciones:

- La **electronegatividad** es la medida de la capacidad de un átomo para atraer a los electrones, cuando forma un enlace químico en una molécula. La electronegatividad de un átomo depende principalmente de su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico.
- La **energía de ionización** o **potencial de ionización** es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo, de un elemento en estado gaseoso.
- La **afinidad electrónica** o **electroafinidad** se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro captura un electrón y forma un ion mononegativo.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupo	Período	1	2	3	4	5	6	7
1	1	1,007 ⁹⁷ ₁	257,7	255,2	180,5	133,0	106,9	87,6
	1	0,071	0,53	0,53	0,86	1,00	1,32	1,67
Hidrógeno		1s ¹	1s ²					
	3	6,941	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
	2	1330	180,5	97,3	63,7	36,9	22,9898	7,3
				0,97	0,86	0,78	0,67	0,55
				[Neis]	[Ala4s]	[Kris]	[Ranis]	[Francis]
				Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio	



Notes

Metalloids

Georg Nothof

TEMA 2: GUÍA DE PROBLEMAS

Estructura Atómica

1- Si Z es el número atómico de un átomo de un elemento y A es su número másico, entonces $A - Z$ es su:

- I) Número de neutrones.
- II) Número de neutrones menos su número de protones.
- III) Número de electrones.

- a) Sólo I.
- b) Sólo II.
- c) Sólo III.
- d) Sólo II y III.
- e) Se requiere información adicional.

2- El núcleo de un átomo consta de 6 protones y 8 neutrones, entonces:

- a) Su número atómico es 8.
- b) Su número másico es 8.
- c) Su número atómico es 14.
- d) Su número másico es 14.
- e) Su número de electrones es 14.

3- ¿Cuál es el número y la masa atómicos aproximada del elemento cuyo núcleo atómico contiene 11 protones y 12 neutrones?

4- Calcular el número de electrones y neutrones que hay en el átomo de número atómico 15 y número másico 31.

5- Identifique los siguientes elementos: a) $_{23}X$ b) $_{11}X$ c) $_{53}X$ d) $_{18}X$

6- Completa la siguiente tabla:

Átomo	Número de p^+	Número de n	Z	A
C	6	8		
O			8	16
F		10	9	
Na	11			23
Cl		18		35
	4	5		
			2	4
		0	1	
	3			7
		6		11
N				15
Ne		10		
^{25}Mg				

7- Calcule el número de protones y de neutrones en el núcleo de cada uno de los siguientes átomos:

- a) ^{238}Pu
- b) ^{65}Cu
- c) ^{52}Cr
- d) ^4He
- e) ^{60}Co
- f) ^{54}Cr
- g) ^{15}N
- h) ^3H
- i) ^{207}Pb
- j) ^{151}Eu
- k) ^{107}Ag
- l) ^{109}Ag

8- El número másico de un elemento que tiene 18 neutrones es 35.

- a) ¿Cuál es su símbolo?
- b) ¿Cómo se llama?
- c) ¿Cuántos electrones tiene?

9- Un ion bivalente positivo posee 18 electrones y $A = 41$.

- a) ¿Cuántos neutrones, protones y electrones tienen el ion?
- b) ¿Cuántos neutrones, protones y electrones tienen el átomo neutro?
- c) Identifique el elemento.

10- Determinar número de protones, neutrones y electrones de los siguientes iones:

- a) Li^+
- b) O^{2-}
- c) Al^{3+}
- d) Cl^-

11- ¿Cuántos electrones tendrá cada uno de los átomos de los siguientes elementos:

- a) N
- b) Mg
- c) K

12- Completa la siguiente tabla:

Ion	Número de p^+	Número de e^-	Carga eléctrica
Mg^{2+}	12		
F^-		10	
	19	18	
	16		2-
		10	3+
Br^-			
Na^+			

13- ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones con respecto al C^{12} y C^{14} es (son) verdadera (s)?:

- I) Tienen igual número atómico Z.
- II) Tienen igual número másico A.
- III) Son isótopos.

- a) Sólo I.
- b) Sólo II.
- c) Sólo III.
- d) Sólo I y III.
- e) I, II y III.

14- ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones con respecto al C^{14} y N^{14} es (son) verdadera(s)?:

- I) Tienen igual número atómico Z.
- II) Tienen igual número másico A.

- a) Sólo I.
- b) Sólo II.
- c) I y II.

15- Escriba el nombre del elemento cuyo átomo contiene:

- a) 26 electrones
- b) 9 protones

c) 83 protones

16- En un átomo neutro el número de masa es 108 y el número de neutrones es 14 unidades más que el número de electrones. Hallar la carga nuclear.

17- Una de las partículas no pertenece al grupo de leptones:

- I. Neutrino
- II. Electrón
- III. Muon
- IV. Pión

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) III y IV

18- Para dos isótopos de un elemento, se cumple que la suma de neutrones es 38 y la suma de sus números de masa es 72. Hallar la carga nuclear del elemento.

- a) 10
- b) 35
- c) 17
- d) 25
- e) 27

19- Se calentaron 10 g de NiCl_2 hidratado, $\text{NiCl}_2 \cdot \text{XH}_2\text{O}$, se obtuvo así un residuo anhídrido de NiCl_2 con masa 5,456 g. Calcular el valor de X.

Datos. M(u.m.a.): Ni = 58,7; Cl = 35,5; O = 16

- a) 7
- b) 5
- c) 4
- d) 6
- e) 3

20- Una mezcla consistente en los compuestos de fórmulas C_2H_6 y C_3H_8 pesa 0,187 g y comprende un total de 4,8 milimoles. ¿Cuántos gramos de carbono hay en la mezcla?

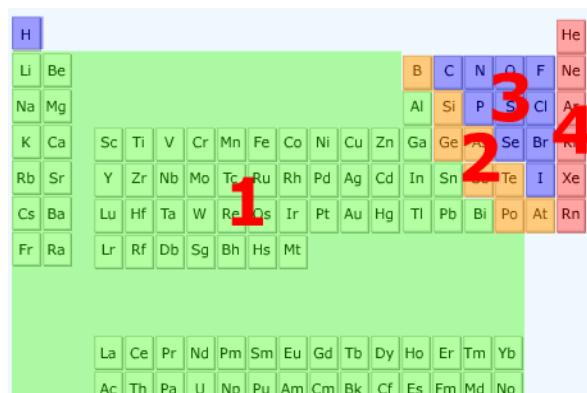
Datos: M(u.m.a.): C = 12; H = 1

- a) 0,112 g
- b) 0,098 g
- c) 0,171 g
- d) 0,067 g
- e) 0,152 g

Tabla Periódica

1- Coloque el número correcto para cada zona remarcada en la figura:

Metales	
No Metales	
Metaloides	
Gases Nobles	



2- Marque con una cruz según corresponda.

Propiedades	Metales	No Metales	Metaloides	Gases Nobles
Son semiconductores y no suelen encontrarse en la naturaleza en forma elemental.				
La mayoría tienen alto punto de fusión, conducen bien el calor y la electricidad, casi todos son sólidos a temperatura ambiente.				
Son los elementos más estables y no suelen combinarse con otros elementos para formar compuestos.				
Forman moléculas diatómicas, son malos conductores de la electricidad, casi todos son gases a temperatura ambiente.				

3- Dando el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, encuadre la letra V si la proposición es verdadera y la F si es falsa:

	I	II								III	IV	V	VI	VII	O
1															
2	A	B								C		J	L	Q	
3	D											K	M	R	
4	E				P		W					N	S		
5	F	Z			X			Y	T						
6	G									H	I				
7	U														

a) A y B son elementos no metálicos V - F
 b) N y E son elementos representativos V - F
 c) Z pertenece al quinto período V - F
 d) La electronegatividad de L es menor que la de N V - F
 e) C es un elemento del segundo grupo V - F
 f) Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período V - F
 g) Los átomos del elemento L tienen menor electroafinidad que los de A V - F

4- Utilizando el mismo esquema de tabla periódica del ejercicio anterior lea cada una de las siguientes afirmaciones. Si son verdaderas encuadre la letra V. Si son falsas encuadre la F y justifique su respuesta:

a) Los elementos, L, M y N son gases nobles V - F
 b) La electronegatividad de Z es mayor que la de M V - F
 c) Los electrones del nivel más externo de C son dos V - F
 d) J es un metal V - F
 e) C posee tres electrones en el último nivel ocupado V - F
 f) W no conduce la corriente eléctrica en estado sólido V - F
 g) La electronegatividad de L es mayor que la de K V - F
 h) H e I son no metales V - F

5- ¿Cuántos grupos y períodos tiene la tabla periódica?

6- ¿Cómo define a los isótopos de un elemento? Dé ejemplos.

7- Los elementos poseen uno o más números de oxidación (el más alto es +IV) que es el número de electrones que puede ganar, ceder o compartir cuando se une con otros y éste número puede ser positivo, negativo o nulo. Se lo denominaba en forma absoluta como valencia. Indique los números de oxidación de los elementos del grupo I, del grupo II, del grupo IV. Indique que números de oxidación puede presentar:

- a. Oxígeno
- b. Nitrógeno
- c. Hierro
- d. Azufre
- e. Cobre
- f. Manganeso
- g. Fósforo
- h. Cloro

8- Diga que son los elementos anfóteros. Nombre dos.

9- Nombre 3 gases nobles. ¿Por qué se los llama así?

10- Nombre 3 metaloides. ¿Por qué se los llama así?

11- Nombre 3 elementos que se encuentren naturalmente en forma diatómica. Nombre 3 metales con atomicidad 1 o monoatómicos. ¿Cómo se los simboliza?

12- Nombre los elementos del tercer período, escriba el símbolo de cada uno de ellos y clasifíquelos como metal, semimetal o no metal.

13- De acuerdo con la siguiente relación de elementos químicos: Ag, Zn, H, K, Rb, Kr, Na y Pb. Indicar aquellos que corresponden a la familia de metales alcalinos

- a) H, Kr, Na
- b) Rb, K, Na
- c) H, Na, Ag y Rb
- d) K, Kr, Pb y Na
- e) Zn, K, Rb y Na

14- Indicar las proposiciones verdaderas:

- I. De los metales alcalinos terreos, el bario posee mayor radio atómico.
- II. En el periodo 4, el gas noble correspondiente tiene menor radio atómico.
- III. En los halógenos todos tienen igual radio atómico.
- IV. Los metales se caracterizan por el radio iónico donde se observa que el radio iónico es menor que el radio atómico.

15- Relacionar las propiedades atómicas con su significado adecuado:

- I. Electronegatividad
- II. Energía de ionización
- III. Afinidad electrónica
- a. Energía transferida (absorbida o emitida) para que el átomo en fase gaseosa gane un electrón.
- b. Fuerza relativa con que el átomo atrae electrones de enlace hacia su núcleo.
- c. Energía absorbida por un átomo en fase gaseosa, para perder su electrón externo.

TEMA 3
FÓRMULAS QUÍMICAS – REACCIONES QUÍMICAS



Competencias:

- ↳ Nombrar iones y compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios.
- ↳ Escribir sus fórmulas.
- ↳ Describir una reacción mediante el uso de ecuaciones químicas.
- ↳ Resolver ejercicios y problemas estequiométricos aplicando las leyes y principios de la Química en forma pertinente.

3.1. EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA

La nomenclatura química debe considerarse un **lenguaje**. Como todo lenguaje está constituido de palabras y debe obedecer ciertas reglas gramaticales. En el lenguaje de la química las *letras* son los nombres o los símbolos de los átomos o elementos químicos. Así como un conjunto de *letras* forman una *palabra*, la *unión de los símbolos de los elementos constituye la fórmula del compuesto*.

El nombre de los compuestos químicos nació como una necesidad de dar un nombre propio a una serie de sustancias que se obtuvieron luego de sucesivos procesos de purificación. Debido a que, en un principio, se desconocía la composición de dichas sustancias, el nombre hacía referencia al aspecto físico o a alguna propiedad de esta. Es así como surgieron tantos nombres como sustancias puras aparecieron. A continuación, se muestran algunos ejemplos y su correspondiente nombre más empleado en la actualidad:

aceite de vitriolo	→	ácido sulfúrico
azul de montaña	→	carbonato de cobre
cal viva	→	óxido de calcio
Celestina	→	sulfato de estroncio
espíritu de sal ó ácido muriático	→	ácido clorhídrico
piedra infernal	→	nitrato de plata
sal de blanqueo	→	hipoclorito de sodio
soda cáustica	→	hidróxido de sodio

La determinación de la composición química de las sustancias puras y la proporción con la que los elementos se encontraban unidos formándolas llevó al nacimiento de:

- ↳ las **fórmulas químicas**, conjunto de símbolos de los elementos que constituyen un compuesto con atomicidades, simbolizadas como subíndices que indican la relación de combinación.
- ↳ las **reglas de nomenclatura**, conjunto de reglas que permiten obtener el **nombre** del compuesto de una forma sistematizada para que dicho nombre indique claramente la fórmula química.

La información necesaria sobre un compuesto se puede buscar utilizando dos vías diferentes:

- la fórmula química
- el nombre químico

En este punto, es importante aclarar que las fórmulas, por sí mismas, *no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, sólo indican su proporción*. Es así, que, si se tiene CxAy , C y A representan dos elementos que se combinan de forma tal que el compuesto posee x átomos de C por cada y átomos de A. Hoy en día, la fórmula química constituye la representación simbólica de un compuesto químico y es una representación universal.

Dentro de un mismo idioma existen una serie de **nombres** aceptados que permiten identificar una sustancia química sin ambigüedad. Así como hay diversas formas de expresar una misma idea con frases gramaticalmente correctas, hay varias formas de nombrar un mismo compuesto únicamente.

La nomenclatura química es un conjunto de reglas que se utilizan para nombrar los compuestos químicos. Su objetivo es que el nombre de un compuesto químico sea único y permita identificar sin dudas la sustancia. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es la autoridad que establece las reglas de nomenclatura química.

Existen diferentes sistemas de nomenclatura química, entre ellos:

- Nomenclatura estequiométrica o sistemática de la IUPAC:** Se utiliza para nombrar compuestos inorgánicos. Se basa en prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada elemento en la molécula: mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, ...
- Nomenclatura funcional, clásica o tradicional:** Se utiliza para nombrar compuestos químicos utilizando una serie de sufijos y prefijos en función de los posibles estados de oxidación que tenga el elemento (hipo...oso, -oso, -ico, per...ico, -uro, -ídrico, -ato, -ito)
- Nomenclatura Stock:** A los nombres de los compuestos se les agrega, al final, entre paréntesis, el estado de oxidación, en números romanos y sin signo.

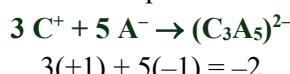
La nomenclatura química es importante porque permite comprender conceptos químicos básicos, como la cantidad de sustancia y las ecuaciones químicas. La nomenclatura tradicional es la más conocida y a que la sistemática está siendo cada vez más empleada en catálogos comerciales de drogas y en los sistemas de búsqueda de información bibliográfica. Debido a la sencillez de la nomenclatura sistemática, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomienda su uso.

En esta guía aprenderemos a “formular” y a “nombrar” a las sustancias más comunes dentro de la Química Inorgánica. La nomenclatura de la química del carbono (Química Orgánica) no será tratada en este curso debido a su complejidad. La clasificación que emplearemos se diseñó con fines prácticos para facilitar el aprendizaje de la nomenclatura, con ella no se pretende agrupar a los compuestos basándose en sus propiedades químicas y en consecuencia no es conveniente que sea adoptada como una estructura rígida.

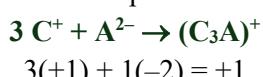
3.1.1. Cationes y aniones

En todos los casos la construcción de todos los compuestos neutros, aniones y cationes se basa en el **principio de conservación de la carga**. Este implica que la suma de las cargas de los aniones y cationes que dan origen a una especie deberá ser igual a la carga neta de la especie formada. La combinación de aniones y cationes monoatómicos puede dar origen a especies poliatómicas cargadas o neutras. Si la especie resultante es:

-  un anión poliatómico, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será negativa e igual a la carga iónica o carga neta del anión poliatómico formado:



-  un catión poliatómico, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será positiva e igual a la carga iónica o carga neta del catión poliatómico formado:



-  neutra, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será cero. Este es un caso particular del principio de conservación de la carga, este se denominado **principio de electroneutralidad**.



$$3(+1) + 1(-3) = 0$$

Actividad 1

Obtenga las especies formadas a partir de los aniones y cationes monoatómicos que se presentan a continuación. No se olvide de efectuar el balance de carga para obtener la carga neta de la especie formada.



El empleo del principio de conservación de la carga en la construcción de especies poliatómicas neutras o cargadas (cationes y aniones) supone explícitamente que las especies son formadas a partir de aniones y cationes monoatómicos. *Esto no significa necesariamente que la unión entre los elementos que constituyen el compuesto formado sea de naturaleza electrostática.* El principio de conservación de la carga es sólo una *herramienta* útil para construir los compuestos y es fácil aplicarlo cuando se conoce la carga y cantidad de cationes y aniones monoatómicos de origen. Los subíndices de **C** y **A** en el compuesto formado corresponden al número de cationes y aniones monoatómicos combinados, respectivamente. Estos subíndices reciben el nombre de **atomicidad** de **C** y **A**. La carga neta del compuesto resulta de la suma de todas las cargas positivas y negativas aportadas por los cationes y aniones monoatómicos.

3.1.1.1. Cationes metálicos

Formulación

Se emplea el símbolo del elemento con la carga iónica seguida de su signo como supraíndice: **C^{y+}**

Ejemplos: Na^+ Ca^{2+} Fe^{3+} Fe^{2+} Pb^{2+} Pb^{4+} Cu^+ Cu^{2+}

Nomenclatura

Si el catión presenta sólo un estado de oxidación se nombra con el nombre del elemento sin modificar, anteponiéndole la palabra catión.

Ejemplos: Na^+ catión sodio Ca^{2+} catión calcio

Cuando el catión presenta más de un estado de oxidación, el nombre dependerá del tipo nomenclatura empleada.

Tabla 3.1. Nomenclatura de cationes metálicos.

Nomenclatura sistemática [nombre del elemento] (estado de oxidación)		Nomenclatura tradicional [raíz del nombre del elemento]oso [raíz del nombre del elemento]ico
Fe^{2+}	hierro (II)	ferroso
Fe^{3+}	hierro (III)	férrico

3.1.1.2. Cationes no metálicos

Nomenclatura

Tabla 3.2. Nomenclatura de cationes no metálicos.

Nomenclatura sistemática [nombre del elemento] (estado de oxidación)		Nomenclatura tradicional [raíz del nombre del elemento]oso [raíz del nombre del elemento]ico
S^{4+}	azufre (IV)	sulfuroso
S^{6+}	azufre (VI)	sulfúrico

Cabe aclarar que los cationes no metálicos son entidades hipotéticas que se definen como recursos didácticos para comprender y aprender el lenguaje de la química. Por tal motivo en este curso solo serán utilizados para generar especies poliatómicas.

Actividad 2

Complete la siguiente tabla con los símbolos y nombres de cationes monoatómicos.

Fórmula de catión	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
Pb^{4+}		
Pb^{2+}		
Sn^{4+}		
Sn^{2+}		
		cúprico
	cobre (I)	
	cátion cesio	
		cátion estroncio
Ba^{2+}		
Au^{3+}		

3.1.1.3. Cationes homopoliatómicos

Estas especies químicas aparecen como cationes sólo en determinados elementos, cuando la configuración electrónica del átomo favorece la unión de dos o más elementos para formar un catión homopoliatómico.

Formulación

Se coloca el símbolo del elemento con la atomicidad apropiada como subíndice y como supraíndice la carga neta del catión homopoliatómico seguida de su signo.

Ejemplos: Hg_2^{2+} O_2^+ Cu_2^{2+}

Nomenclatura

Se escribe el nombre del elemento con el prefijo multiplicativo y se coloca a continuación entre paréntesis y con número arábigo la carga del catión seguida de su signo.

Tabla 3.3. Nomenclatura de cationes homopoliatómicos.

Nomenclatura sistemática prefijo [nombre del elemento] (carga del catión seguida de su signo)	
Hg_2^{2+}	dimercurio (2+)
O_2^+	dioxígeno (1+)
Cu_2^{2+}	dicobre (2+)

Los prefijos multiplicativos indican la atomicidad del elemento en el compuesto tanto en el anión como en el cation. Estos son los siguientes:

Prefijos	Atomicidad
bi o di	dos
tri	tres
tetra	cuatro
penta	cinco
hexa	seis
hepta	siete

Si la atomicidad es uno, no es necesario emplear el prefijo "mono"; en este caso se puede nombrar directamente el anión o catión.

3.1.1.4. Cationes heteropoliatómicos

Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos del grupo 15 y 16

La IUPAC ha aceptado el uso de los nombres triviales de estas especies. Por lo tanto, el uso de estos nombres es aceptado como tal. A continuación, se presentan las fórmulas y nombres de los más empleados:

Fórmula	Nombre trivial
NH_4^+	amonio
H_3O^+	hidronio

3.1.1.5. Aniones monoatómicos

Formulación

Se emplea el símbolo del elemento con la carga iónica seguida de su signo como supraíndice: $\text{A}^{\text{n-}}$

Nomenclatura

Los aniones monoatómicos se designan (a excepción del óxido) con la raíz del nombre del elemento y el sufijo uro, independientemente del tipo de nomenclatura que utilice ya que el nombre de estos aniones no ha sufrido modificación con el tiempo. En la Tabla 3.4. se resumen los más empleados:

Tabla 3.4. Nomenclatura de aniones monoatómicos.

Elemento	Raíz	Raíz + sufijo	Representación simbólica
Hidrógeno	Hidr	Hidruro	H^-
Flúor	Flúor	Fluoruro	F^-
Cloro	Clor	Cloruro	Cl^-
Bromo	Brom	Bromuro	Br^-
Yodo	Iod	Ioduro	I^-
Oxígeno	Oxi	Óxido	O^{2-}
Azufre	Sulf	Sulfuro	S^{2-}
Selenio	Seleni	Seleniuro	Se^{2-}
Telurio	Teluri	Teluriuro	Te^{2-}
Nitrógeno	Nitr	Nitruro	N^{3-}
Fósforo	Fosf	Fosfuro	P^{3-}
Arsénico	Arseni	Arseniuro	As^{3-}
Antimonio	Antimoni	Antimoniu	Sb^{3-}
Carbono	Carb	Carburo	C^{4-}
Silicio	Sil	Siliciuro	Si^{4-}

Actividad 3

Empleando la tabla periódica, indique para cada elemento no metálico representativo cual es el anión monoatómico que puede formar.

.....
.....
.....

3.1.1.6. Aniones homopoliatómicos

Formulación

Se coloca el símbolo del elemento con la atomicidad apropiada como subíndice y como supraíndice la carga neta del anión homopoliatómico seguida de su signo.

Ejemplos: O_2^- O_2^{2-} S_2^{2-} I_3^-

✚ Nomenclatura

Tabla 3.5. Nomenclatura de aniones homopoliatómicos.

Nomenclatura sistemática prefijo [nombre del anión] (carga del anión poliatómico seguida de su signo)		Nomenclatura tradicional Nombres triviales
O_2^-	dióxido (1-)	superóxido
O_2^{2-}	dióxido (2-)	peróxido
S_2^{2-}	disulfuro (2-)	disulfuro
I_3^-	triioduro (1-)	triioduro

3.1.1.7. Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H^+)

Con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O

✚ Formulación

Escribir primero el símbolo del hidrógeno, luego el del anión monoatómico y colocar como supraíndice la carga neta del anión seguida de su signo de forma tal que con el principio de conservación de la carga se obtengan aniones con carga igual a (1-).

Ejemplos: HS^- HSe^- HTe^-

✚ Nomenclatura

Tabla 3.6. Nomenclatura de aniones diatómicos de catión hidrógeno.

Nomenclatura sistemática hidrógeno [nombre del anión monoatómico]		Nomenclatura tradicional [nombre del anión monoatómico] ácido
HS^-	hidrógeno sulfuro	sulfuro ácido
HSe^-	hidrógeno seleniuro	seleniuro ácido
HTe^-	hidrógeno teluriuro	teluriuro ácido

Actividad 4

¿De la combinación del catión hidrógeno con los aniones monoatómicos es posible formar especies aniónicas con elementos del grupo 17? Si es así, de ejemplos.

.....

.....

.....

Actividad 5

Complete la siguiente tabla formulando o nombrando los aniones resultantes de la combinación del catión hidrógeno con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O^{2-} .

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional (en solución acuosa)
HS^-	hidrógeno sulfuro	
		seleniuro ácido
HTe^-		

Anión hidróxido

El ion óxido se une con el catión hidrógeno para formar el anión diatómico hidróxido. Este anión debe nombrarse anión hidróxido o simplemente hidróxido, no debiendo nombrarse como oxihidrilo o hidroxilo.

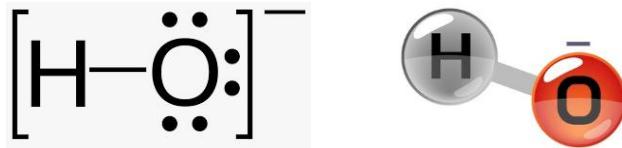


Figura 3.1. Representación del ion hidróxido.

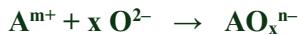
3.1.1.8. Aniones heteropoliatómicos (CN⁻ y SCN⁻)

Los heteropolianiones siguientes reciben nombres triviales.

Fórmula	Nombre trivial
CN ⁻	Cianuro
SCN ⁻	Sulfocianuro o Tiocianato

3.1.1.9. Aniones poliatómicos AO_xⁿ⁻ (Oxoaniones)

Los aniones poliatómicos que vamos a considerar contienen un átomo central con estado de oxidación positivo (catión no metálico) rodeado por aniones óxido. La fórmula general es del tipo:



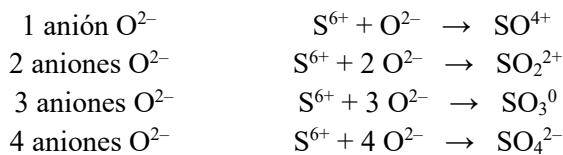
donde x es el número iones óxido que rodean al átomo central A y n- es la carga total del anión formado seguida de su signo.

La carga del oxoanión (-n) se obtiene multiplicando la carga del anión óxido (-2) por el número de iones óxidos (x) y sumando a este producto la carga del catión no metálico (+m). Cabe aclarar que esta carga nos permite determinar el Estado de Oxidación del Átomo Central (E.O.A.C.). Esto es:

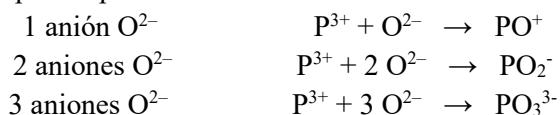
$$x(-2) + 1(+m) = -n$$

$$x(-2) + \text{E.O.A.C.} = -n$$

¿Cómo obtenemos la cantidad de iones óxido que rodean al átomo central? Por ejemplo, si tenemos un catión de S con estado de oxidación 6+, debemos incorporar tantos óxidos hasta que se superen las 6 cargas positivas del azufre:



En este punto, 4 iones O²⁻ han superado las 6 cargas positivas del azufre, por lo tanto, hemos formado el oxoanión SO₄²⁻. En el caso particular de los oxoaniones cuyo átomo central es fósforo o arsénico, P³⁺, P⁵⁺, As³⁺ y As⁵⁺, se pueden formar distintos oxoaniones. Es importante tener en cuenta la formación de oxoaniones con un ion óxido más que los necesarios para superar el estado de oxidación del átomo central. Ejemplos:



Actividad 6

Complete la siguiente tabla con los aniones poliatómicos del tipo AO_xⁿ⁻ más comunes.

ANIONES POLIATÓMICOS AO _x ⁿ⁻ : OXOANIONES				
Átomo central	E.O.A.C.	Nº de aniones O ²⁻ que incorpora	Carga neta del oxoanión	Fórmula del oxoanión
C	4+	3	-2	CO ₃ ²⁻
N	3+			
N	5+			
P	3+			
P	3+			
P	5+			
P	5+			
As	3+			
As	3+			
As	5+			
As	5+			
S	4+			
S	6+			
Cl	1+			
Cl	3+			
Cl	5+			
Cl	7+			
Br	1+			
Br	3+			
Br	5+			
Br	7+			
I	1+			
I	3+			
I	5+			
I	7+			
Mn	7+			
Mn	6+			
Si	4+			
Cr	6+			

Formulación

Se coloca el símbolo del elemento del átomo central seguido del símbolo del oxígeno con la atomicidad adecuada como subíndice y como supraíndice la carga total del conjunto, seguida de su signo, de forma que se cumpla el principio de conservación de carga.

Ejemplos: SO₄²⁻ SO₃²⁻ ClO⁻ ClO₂⁻ ClO₃⁻ ClO₄⁻

Nomenclatura

Los oxoaniones formados a partir de P y As reciben de acuerdo con la nomenclatura tradicional nombres diferentes dependiendo del número de aniones óxidos que rodean el átomo central (P o As) y se escriben a continuación:

PO ₄ ³⁻	ortofosfato o fosfato	PO ₃ ²⁻	metafosfato
PO ₃ ²⁻	ortofosfito o fosfito	PO ₂ ⁻	metafosfito
AsO ₄ ³⁻	ortoarsenato o arseniato	AsO ₃ ²⁻	metarsenato
AsO ₃ ²⁻	ortoarsenito o arsenito	AsO ₂ ⁻	metarsenito

Tabla 3.7. Nomenclatura de oxoaniones.

Nomenclatura sistemática prefijo[oxo] [raíz del nombre del átomo central]ato (E.O.A.C.)		Nomenclatura tradicional hipo [raíz del nombre del átomo central]ito [raíz del nombre del átomo central]ito [raíz del nombre del átomo central]ato per [raíz del nombre del átomo central]ato
SO_3^{2-}	trioxosulfato (IV)	sulfito
SO_4^{2-}	tetraoxosulfato (VI)	sulfato
ClO^-	oxoclorato (I)	hipoclorito
ClO_2^-	dioxoclorato (III)	clorito
ClO_3^-	trioxoclorato (V)	clorato
ClO_4^-	tetraoxoclorato (VII)	perclorato

Un caso particular, polioxoaniones binucleares con oxígeno como puente. Este tipo de oxoaniones son aquellos que presentan 2 átomos centrales rodeados de iones óxidos y unidos entre sí por medio de un oxígeno que actúa como puente. La fórmula de dos de los más comunes se detalla a continuación:



Su fórmula condensada y su nomenclatura se detallan en la Tabla 3.8., en la nomenclatura sistemática la letra griega μ delante de “oxo” indica que actúa como puente:

Tabla 3.8. Nomenclatura de polioxoaniones binucleares.

Nomenclatura sistemática		Nomenclatura tradicional
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	μ -oxo bis[trioxofosfato (V)]	Pirofosfato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	μ -oxo bis[trioxofosfato (V)]	Dicromato

Un caso particular, polioxoaniones de manganeso. Este tipo de oxoaniones reciben un nombre particular sólo en la nomenclatura tradicional, pudiéndose nombrarlos normalmente de acuerdo con la nomenclatura sistemática desarrollada en esta sección.

Tabla 3.9. Nomenclatura de polioxoaniones de manganeso.

Nomenclatura sistemática		Nomenclatura tradicional
MnO_4^-	Tetraoxomanganato (VII)	Permanganato
MnO_4^{2-}	Tetraoxomanganato (VI)	Manganato

Actividad 7

Complete la siguiente tabla

OXOANIONES AO_x^{n-} : fórmulas y nomenclaturas		
Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
CO_3^{2-}		
NO_3^-		
NO_2^-		
PO_4^{3-}		
PO_3^{3-}		
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$		
AsO_4^{3-}		

AsO_3^{3-}		
SO_4^{2-}		
SO_3^{2-}		
CrO_4^{2-}		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		
ClO^-		
ClO_2^-		
ClO_3^-		
ClO_4^-		
IO_3^-		
IO_4^-		
MnO_4^-		
MnO_4^{2-}		
BO_3^{3-}		
SiO_4^{4-}		

3.1.1.10. Aniones poliatómicos $\text{H}_y\text{AO}_x^{n-}$ (Hidrógeno oxoaniones y oxoaniones ácido)

Formulación

Se coloca el oxoanión precedido por el catión hidrógeno con la atomicidad correspondiente como subíndice y como supraíndice la carga neta seguida de su signo de la especie resultante que se obtiene de la aplicación del principio de conservación de la carga

Ejemplos: HSO_4^- HSO_3^- H_2PO_4^- HPO_4^{2-}

Nomenclatura

Tabla 3.10. Nomenclatura de oxoaniones ácido.

	Nomenclatura sistemática anión prefijo[hidrógeno][nombre del oxoanión (sistemática)]	Nomenclatura tradicional [nombre del oxoanión (tradicional)] prefijo[ácido]
HSO_4^-	anión hidrógenotetraoxosulfato (VI)	sulfato ácido
HSO_3^-	anión hidrógenotrioxosulfato (IV)	sulfito ácido
H_2PO_4^-	anión dihidrógenotetraoxofosfato (V)	fosfato diácido
HPO_4^{2-}	anión hidrógenotetraoxofosfato (V)	fosfato monoácido o fosfato ácido

Actividad 8

Dados los oxoaniones PO_3^{3-} AsO_4^{3-} AsO_3^{3-} $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

a) Formule los posibles oxoaniones ácidos de estos.

.....

.....

b) Nómbrelos de acuerdo con la nomenclatura tradicional y sistemática.

.....

.....

Actividad 9

Complete la siguiente tabla.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
H_2PO_4^-	anión dihidrógeno tetraoxofosfato (V)	fosfato diácido u ortofosfato diácido
		pirofosfato diácido
		sulfito ácido
	anión hidrógeno trioxoseleniato (IV)	
HSeO_4^-		
	anión dihidrógeno trioxofosfato (III)	
HPO_4^{2-}		

3.2. FÓRMULAS QUÍMICAS

Los químicos usan *fórmulas químicas* para expresar la composición de las moléculas por medio de los símbolos químicos. La *composición* incluye no solo los elementos presentes sino también la proporción en la cual se combinan los átomos. Los *símbolos químicos* son las primeras letras de los nombres latinos o de los nombres químicos, de los elementos, añadiendo la segunda caso de ser necesario. Por ejemplo:

- H = hidrógeno** (nombre químico)
- K = kalium (potasio)** (nombre en latín)
- Na = natrium (sodio)** (en latín), se une la segunda letra para diferenciar elementos, ya que **N = nitrógeno**

Como regla general, la IUPAC recomienda escribir las fórmulas químicas de los compuestos ordenando los elementos de izquierda a derecha, de menos a más electronegativos.

3.2.1. Fórmula molecular

Una fórmula molecular indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia, la molécula.

Así, H_2 es la fórmula molecular del hidrógeno, O_2 representa al oxígeno, O_3 es el ozono y H_2O representa al agua. El subíndice numérico indica el número de átomos de cada elemento que están presentes. En el caso del H_2O no aparece un subíndice para el O debido a que sólo hay un átomo de oxígeno. En general, se omite el subíndice “uno” de las fórmulas.

Es muy importante que nunca deben cambiarse los subíndices de una fórmula, porque así se varía la relación de átomos combinados. Si se necesita más de una molécula hay que usar un número entero delante de la misma. Por ejemplo, 2 moléculas de agua se escriben $2 \text{H}_2\text{O}$, 3 moléculas de agua son $3 \text{H}_2\text{O}$, etc.

Obsérvese que oxígeno (O_2) y ozono (O_3) son alótropos del oxígeno. Un *alótropo* es *una de dos o más formas diferentes de un elemento*. Dos formas alotrópicas del elemento carbono: diamante y grafito, son completamente diferentes no sólo en sus propiedades químicas, sino también en su costo relativo.

3.2.2. Fórmula estructural

Es la representación de la fórmula que muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula.

Por ejemplo, se sabe que en la molécula de agua cada uno de los dos átomos de H está unido a un átomo de O. Por lo tanto, la fórmula estructural del agua es $\text{H}-\text{O}-\text{H}$. Una línea que une dos símbolos atómicos representa un enlace químico donde se comparten dos electrones.

3.2.3. Fórmulas empíricas

La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno, sustancia que se utiliza como antiséptico y como agente blanqueador para fibras textiles y decolorante del cabello, es H_2O_2 . Esta fórmula indica que cada molécula de peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno. La proporción de átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno en esta molécula es 2:2 o 1:1. La fórmula empírica del peróxido de hidrógeno es HO.

La fórmula empírica indica cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada.

Como otro ejemplo, considere el compuesto hidrazina (N_2H_4), que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidracina es NH_2 . La relación entre el nitrógeno y el hidrógeno es 1:2, tanto en la fórmula molecular (N_2H_4) como en la fórmula empírica (NH_2); sólo la fórmula molecular indica el número real de átomos de N (dos) y de H (cuatro) presentes en una molécula de hidrazina.

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más sencillas; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible. Para muchas moléculas, la fórmula molecular y la fórmula empírica son lo mismo. Algunos ejemplos son el agua (H_2O), el amoniaco (NH_3), el dióxido de carbono (CO_2) y el metano (CH_4).

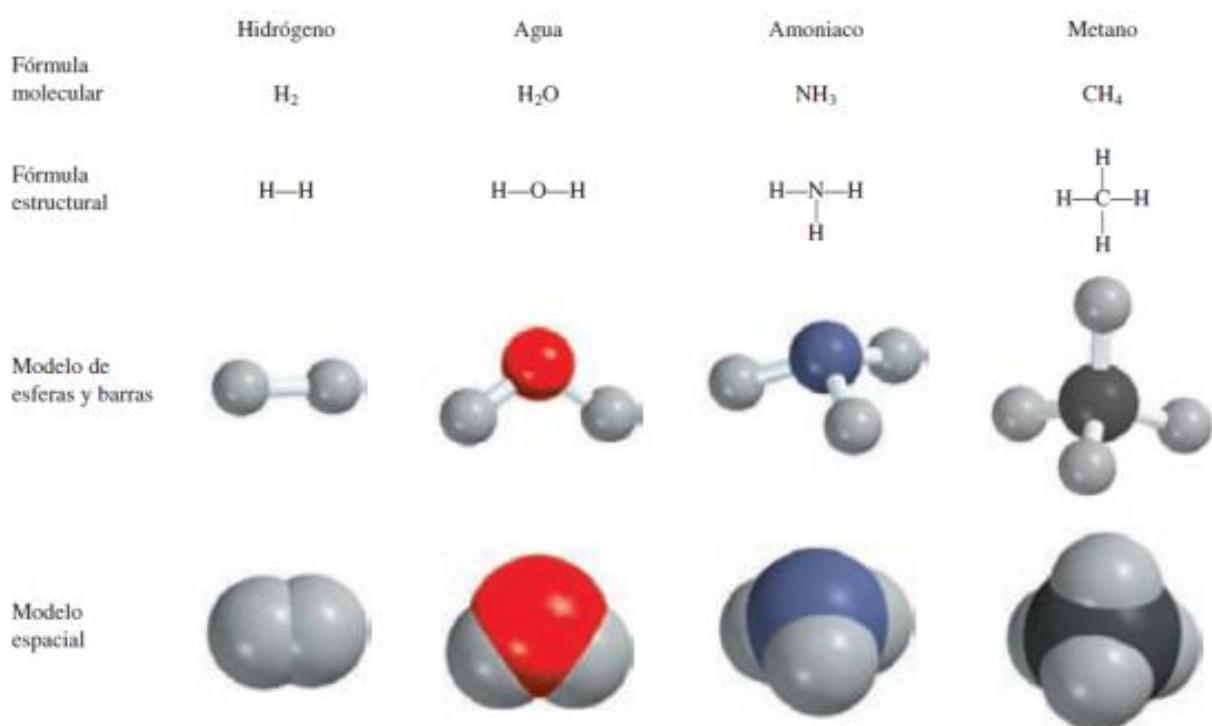
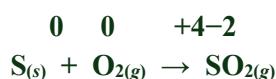
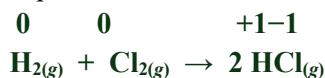


Figura 3.2. Escribiendo moléculas usando fórmulas y modelos.

3.2.4. Número de oxidación

El **número de oxidación** o **estado de oxidación** es la carga aparente que adquiere un átomo cuando forma un compuesto, esto es, *el número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente*. Es un **número arábigo y un signo**, que puede ser positivo, cuando el átomo cede los electrones, o negativo, cuando el átomo atrae los electrones.

Por ejemplo, las ecuaciones anteriores para la formación de HCl y SO_2 se podrían escribir como:



Los números colocados encima de los símbolos de los elementos son los números de oxidación. En ninguna de las dos reacciones hay cargas en los átomos de las moléculas de reactivos. Por tanto, su número de oxidación es cero. Sin embargo, para las moléculas de los productos se supone que ha habido una transferencia completa de electrones y los átomos ganaron o perdieron electrones. Los números de oxidación reflejan el número de electrones “transferidos”.

Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación, el hidrógeno y el azufre en los ejemplos anteriores, se han oxidado. El cloro y el oxígeno se han reducido, por lo que sus números de oxidación son menores que al inicio de la reacción.

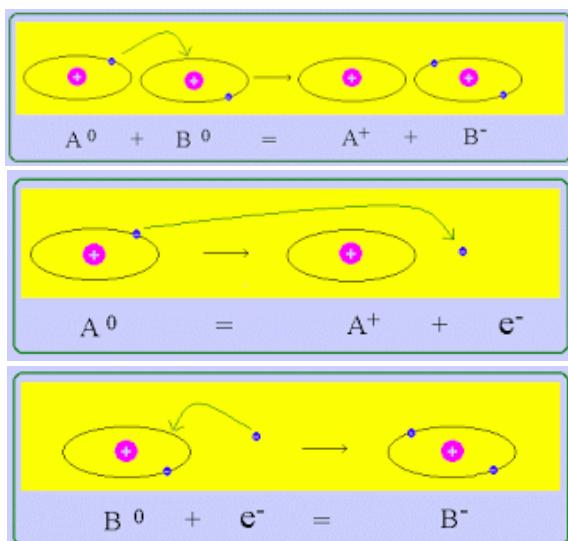


Figura 3.3. Números de oxidación de elementos que se oxidan y se reducen.

([quimicaa: reacciones de óxido reducción](#), 2025)

La suma de los números de oxidación del H y del Cl en el HCl (+1 y -1) es cero. Asimismo, si se añaden cargas en el S (+4) y en los dos átomos de o [2 × (-2)], el total es cero. La razón de esto es que las moléculas de HCl y SO₂ son *neutrales* y por tanto las cargas se deben cancelar.

3.2.4.1. Reglas para la asignación de números de oxidación

A veces la asignación de números de oxidación puede ser difícil, por lo que aplicaremos un conjunto de reglas para establecer con facilidad los números de oxidación de los distintos elementos en compuestos.

1. A los elementos y sustancias elementales se les asigna número de oxidación cero (0). Ejemplos: metales como Fe, Li, Na, Al; moléculas como O₂, Cl₂, N₂, P₄, S₈.
2. Suma algebraica de los números de oxidación:
 - a. **Principio de neutralidad**: Para compuestos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo que constituye la molécula debe ser igual a cero.
 - b. Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo debe ser igual a la carga neta del ion.
3. El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es -1. Ejemplos: como (+1): HF, HCl, HNO₃, H₂SO₄ y como (-1): LiH, CaH₂, AlH₃.
4. El número de oxidación del oxígeno combinado es -2. Ejemplos: MgO, K₂O, Na₂SO₃. Excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es -1. Ejemplos: Na₂O₂, H₂O₂.
5. Los elementos del grupo 1 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +1. Ejemplos: NaBr, CsCl, K₂SO₄.

6. Los elementos del grupo 2 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +2. Ejemplos: CaO, BaSO₄, SrO.

7. Los elementos del grupo 17 (halógenos) presentan números de oxidación -1, +1, +3, +5 y +7 con excepción del elemento flúor que presenta únicamente número de oxidación -1.

A continuación, analizaremos cómo es posible formar un compuesto neutro cuando se conoce la naturaleza de los cationes y aniones monoatómicos y se desconoce la atomicidad de estos. Supongamos que la especie que queremos formar es **CxAy**. La carga que tiene el catión (C) y el anión (A) monoatómicos resulta de la pérdida y ganancia de electrones, respectivamente. Como Ud. ya sabe esto corresponde al estado de oxidación de cada ion.

Veamos un ejemplo, el compuesto **CxAy** es eléctricamente neutro, por lo que cumple con el **principio de electroneutralidad** según:

$$\begin{aligned} \text{atomicidad de C (carga del catión C)} + \text{atomicidad de A (carga del anión A)} &= 0 \\ x \text{ (carga del catión C)} + y \text{ (carga del anión A)} &= 0 \end{aligned}$$

Si la carga del catión es +3 y la del anión -2, la ecuación anterior puede ser escrita como:

$$x (+3) + y (-2) = 0$$

Pueden existir varios pares de valores de x e y que satisfagan la igualdad. En la construcción de las fórmulas químicas en general, se adopta el par de x e y que posea valores mínimos, enteros y positivos. Se puede comenzar a probar con valores crecientes desde $x = 1$ hasta que el valor de y para su correspondiente valor de x (1 o 2, 3, etc.) sea un número entero y positivo. Por ejemplo, en la ecuación anterior $x (+3) + y (-2) = 0$, los valores que satisfacen la igualdad son:

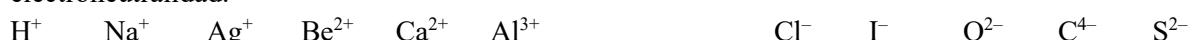
$$\begin{aligned} \text{Para } x = 1 &\Rightarrow 3 = 2y \Rightarrow y = 3/2 \\ \text{Para } x = 2 &\Rightarrow 6 = 2y \Rightarrow y = 3 \end{aligned}$$

Así, los mínimos valores enteros y positivos que satisfacen la igualdad planteada son $x = 2$ e $y = 3$. El compuesto formado será: C₂A₃.

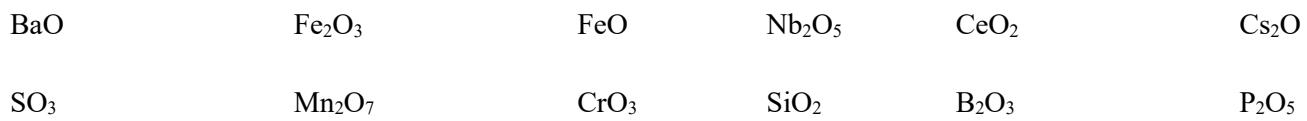
Cuando las atomicidades son iguales a uno no se escriben en la fórmula química.

Actividad 10

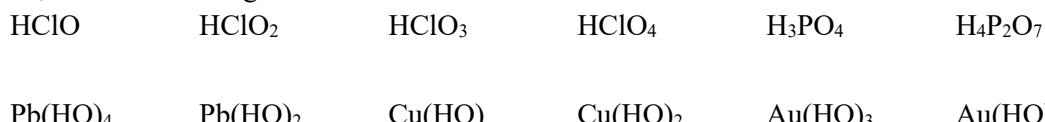
1) Dados los siguientes aniones y cationes construya 20 compuestos del tipo C_xA_y aplicando el principio de electroneutralidad.



Dados los siguientes óxidos (O²⁻), determine la carga del catión.



2) Sabiendo que H es un catión cuyo número de oxidación es 1+ y O es un anión cuyo número de oxidación es 2-, determine la carga del átomo restante.



Ahora que hemos aplicado el principio de conservación de la carga veremos qué tipos de aniones o cationes son los que dan origen a la mayor parte de los compuestos inorgánicos.

Consideremos un ion sulfato. Su representación simbólica es: SO_4^{2-} , donde S y O son los símbolos de los elementos azufre y oxígeno, y el supraíndice representa la carga iónica seguida de su signo. La carga del anión es igual a -2 y significa que la cantidad de electrones totales presentes en la especie supera al número de protones totales en dos unidades. De acuerdo con el balance de carga, podemos calcular la carga absoluta del anión. Veamos como procedemos a hacerlo.

Siendo q_s y q_o la carga relativa de los iones de azufre y oxígeno que forman el SO_4^{2-} , A_{S} y A_{O} la atomicidad de azufre y oxígeno en el ion, q_e es la carga de un electrón y q_p la carga de un protón, la carga absoluta del ion SO_4^{2-} puede rescribirse como:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = A_{\text{S}} \cdot q_s \cdot |q_e| + A_{\text{O}} \cdot q_o \cdot |q_e|$$

con las cargas relativas de los iones S y O definidas como:

$$q_s = n_{p,S} \cdot \frac{q_p}{|q_e|} + n_{e,S} \cdot \frac{q_e}{|q_e|} = n_{p,S} - n_{e,S}$$

y

$$q_o = n_{p,O} \cdot \frac{q_p}{|q_e|} + n_{e,O} \cdot \frac{q_e}{|q_e|} = n_{p,O} - n_{e,O}$$

Es posible demostrar que:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = |q_e| \cdot (q_s + 4 \cdot q_o)$$

Como $q_s = +6$ y $q_o = -2$, y $A_{\text{S}} = 1$ y $A_{\text{O}} = 4$, obtenemos que:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = -2 \cdot |q_e|$$

por lo tanto, la carga absoluta que posee un único anión SO_4^{2-} es $19.320395 \times 10^{-19}$ C y su carga relativa al módulo de carga del electrón o protón es -2 . En este caso, el número total de electrones es la suma de los electrones que provienen de los átomos de azufre y oxígeno, y de dos electrones extra que provienen de uno o varios elementos neutros (que no está representado en el ejemplo) que los cedió para formar cationes. Ejemplo: dos cationes sodio o un catión magnesio.

A continuación, aplicaremos las reglas para asignar números de oxidación:

1. Na_2O (óxido de sodio)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2 .

Principio de neutralidad: la suma total debe ser cero, entonces:

$$(\text{Nº ox. Na}) \times 2 + (-2) \times 1 = 0 \quad (\text{Nº ox. Na}) \times 2 = +2 \quad (\text{Nº ox. Na}) = +2/2 = +1$$

2. Fe_2O_3 (óxido férrico)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2 .

Principio de neutralidad: la suma total debe ser cero, entonces:

$$(\text{Nº ox. Fe}) \times 2 + (-2) \times 3 = 0 \quad (\text{Nº ox. Fe}) = +6/2 = +3$$

3. SO_4^{2-} (anión sulfato)

Según la regla 4, el número de oxidación de oxígeno es -2 .

Según la regla 2b para iones, la suma total debe ser -2 , entonces:

$$(\text{Nº ox. S}) \times 1 + (-2) \times 4 = -2 \quad (\text{Nº ox. S}) = (-2 + 8)/1 = +6$$

4. CaCO_3 (carbonato de calcio)

Según la regla 4, el número de oxidación de oxígeno es -2 .

Principio de neutralidad: la suma total debe ser 0, entonces:

$$(N^{\circ} \text{ ox. Ca}) \times 1 + (N^{\circ} \text{ ox. C}) \times 1 + (-2) \times 3 = 0$$

$$(+2) \times 1 + (N^{\circ} \text{ ox. C}) \times 1 + (-2) \times 3 = 0$$

$$(N^{\circ} \text{ ox. C}) = (+6 - 2)/1 = +4$$

3.2.5. Electronegatividad

Un enlace es el que forman dos átomos que comparten un par de electrones.

En una molécula como el H_2 , donde los dos átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace de la molécula de HF, los átomos de H y F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos:



Figura 3.4. Ácido fluorhídrico.

(Electronegatividad - Estudiar Farmacia, 2025)

El enlace en HF se denomina **enlace covalente polar** o **enlace polar**, porque los *electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro*. La evidencia experimental indica que, en la molécula de HF, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de flúor. Este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la densidad electrónica del H al F, como se observa en la Figura 3.4. Como consecuencia del “reparto desigual” del par de electrones de enlace, alrededor del átomo de flúor hay una densidad electrónica hasta cierto punto mayor y, consecuentemente, una menor densidad electrónica cerca del hidrógeno. A menudo se ve el enlace de HF y otros enlaces polares como un punto intermedio entre un **enlace covalente (no polar)**, donde *los electrones se comparten en forma equitativa*, y un **enlace iónico**, donde hay una *transferencia de electrón(es)*.

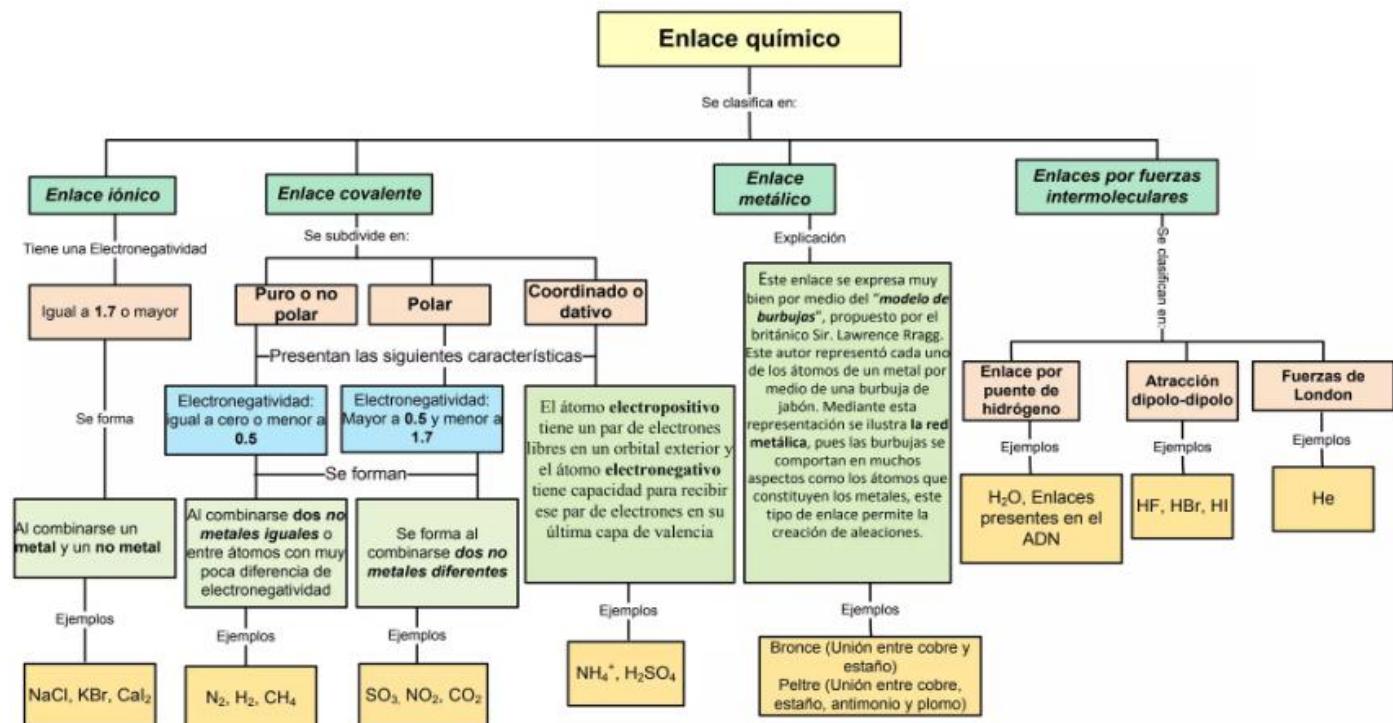


Figura 3.5. Clasificación de los enlaces químicos.

(Enlaces químicos | PPT, 2025)

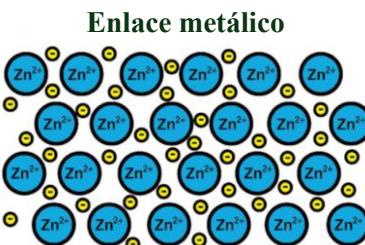
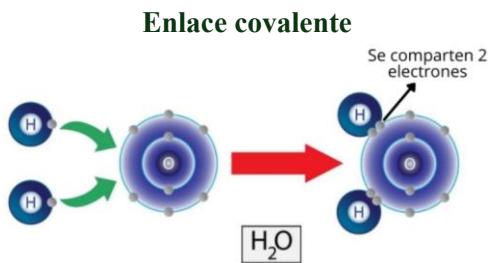
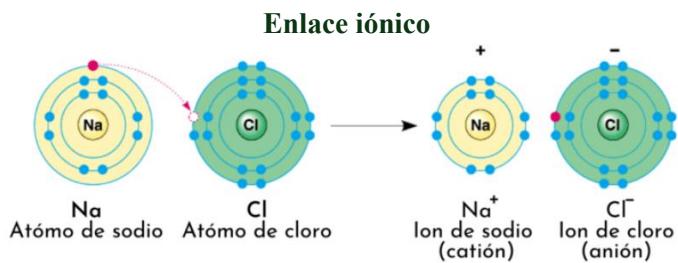


Figura 3.6. Ejemplos de los tipos de enlaces químicos.

([Enlace químico: qué es, definición, tipos, cómo se forman, ejemplos](#), 2025)

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es la **electronegatividad**.

La electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

Los elementos con electronegatividad alta tienen más tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja. La electronegatividad de un elemento sólo se puede medir respecto de la de otros elementos. Linus Carl Pauling desarrolló un método para calcular las electronegatividades *relativas* de la mayoría de los elementos (Figura 3.7.). En esta tabla se indican las tendencias y relaciones entre los valores de electronegatividad de distintos elementos. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a través de un periodo de la tabla periódica, y coincide con la disminución del carácter metálico de los elementos. Así como también aumenta de abajo hacia arriba en los periodos. Los elementos más electronegativos como los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre se ubican en el ángulo superior derecho de la tabla periódica, y los elementos menos electronegativos (los metales alcalinos y alcalinotérreos) se agrupan en el ángulo inferior izquierdo.

Los átomos de los elementos con grandes diferencias de electronegatividad (mayores a 1,7) tienden a formar enlaces iónicos (NaCl , CaO) entre sí, porque el átomo del elemento menos electronegativo cede su(s) electrón(es) al átomo del elemento más electronegativo. Un enlace iónico por lo general une un átomo de un elemento metálico con un átomo de un elemento no metálico y como producto se obtienen dos iones unidos por fuerzas electrostáticas.

Los átomos de elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar entre ellos enlaces covalentes polares porque el desplazamiento de la densidad electrónica suele ser pequeño. En la mayoría de los enlaces covalentes participan átomos de elementos no metálicos. Sólo los átomos del mismo elemento, con igual electronegatividad, se unen por medio de un enlace covalente puro. En este enlace se comparten los electrones y el resultado es una especie molecular.

1A		Aumento de la electronegatividad																		8A																	
H 2.1		2A																																			
Li 1.0		Be 1.5																																			
Na 0.9		Mg 1.2																																			
K 0.8		Ca 1.0		Sc 1.3		Ti 1.5		V 1.6		Cr 1.6		Mn 1.5		Fe 1.8		Co 1.9		Ni 1.9		Cu 1.9		Zn 1.6															
Rb 0.8		Sr 1.0		Y 1.2		Zr 1.4		Nb 1.6		Mo 1.8		Tc 1.9		Ru 2.2		Rh 2.2		Pd 2.2		Ag 1.9		Cd 1.7															
Cs 0.7		Ba 0.9		La-Lu 1.0-1.2		Hf 1.3		Ta 1.5		W 1.7		Re 1.9		Os 2.2		Ir 2.2		Pt 2.2		Au 2.4		Hg 1.9															
Fr 0.7		Ra 0.9																																			

Figura 3.7. Electronegatividades de Pauling.

3.2.6. Teoría del octeto

Un enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones formando las distintas sustancias.

A principios del siglo XX, se consideraba que los gases nobles se diferenciaban del resto de los elementos porque no formaban compuestos (no reaccionaban). Luego se relacionó la baja reactividad de dichos gases con la estructura electrónica de sus átomos llegando a la conclusión que, debido a su estructura estable, los átomos de los gases nobles no se unen a otros átomos y forman moléculas monoatómicas.

Así se propuso la **Teoría del Octeto** en la que se establece que en las uniones químicas entre los átomos intervienen los electrones que se encuentran más alejados del núcleo, llamados **electrones de valencia**. Cuando un compuesto se forma por enlace covalente, los átomos comparten electrones de tal forma que cada uno de ellos posea 8 (salvo el hidrógeno que posee 2) y se asemeje al gas noble más cercano. Todos los gases nobles, salvo el Helio, que tiene dos electrones, tienen en su último nivel de energía ocho electrones.

Todos los átomos manifiestan tendencia a completar un octeto de electrones en su nivel más externo, como el gas noble más próximo, situación que los torna sumamente estables.

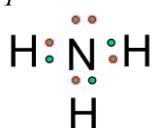


Figura 3.8. Aplicación de la regla del octeto en la molécula de amoníaco.

Obsérvese que el nitrógeno tiene 8 electrones y cada átomo de hidrógeno tiene 2 electrones.

Cada 2 electrones que forman el enlace, se grafica una raya. En esta unión existen enlaces simples (un solo par de electrones compartidos), también existen enlaces dobles y triples. Ejemplo: molécula de O₂, enlace doble, molécula de N₂, enlace triple).



Figura 3.9. Doble y triple enlace.

([Tema 4: enlace químico Química IB. - ppt descargar, 2025](#))

En compuestos orgánicos y biológicos como alcoholes, triglicéridos, aminoácidos, proteínas, aceites, grasas y muchas otras sustancias aparecen los dobles y triples enlaces.

3.2.7. Fórmulas de los compuestos iónicos

Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) consiste en el mismo número de iones Na^+ y Cl^- dispuestos en una red tridimensional. En este compuesto existe una proporción de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro. Cada ion Na^+ es atraído por los seis iones Cl^- que le rodean, y viceversa. Así, NaCl es la fórmula empírica del cloruro de sodio.

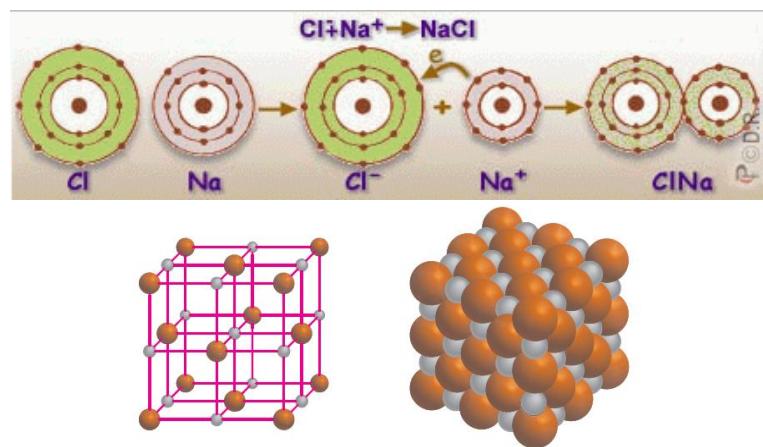
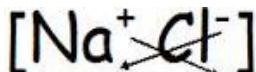


Figura 3.10. Compuesto iónico: cloruro de sodio.

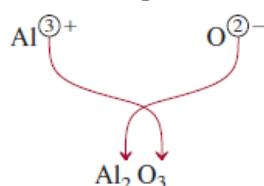
En otros compuestos iónicos la estructura real puede ser diferente, pero el arreglo de cationes y aniones es de tal forma que los compuestos son eléctricamente neutros. En la fórmula de un compuesto iónico no se muestra la carga del cation ni del anión.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: *el subíndice del cation debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del cation.*



Si las cargas son numéricamente iguales, los subíndices no serán necesarios. Los subíndices siempre se deben reducir a las proporciones más pequeñas posibles. Considere los siguientes ejemplos:

- Bromuro de potasio.** El cation potasio K^+ y el anión bromuro Br^- se combinan para formar el compuesto iónico bromuro de potasio. La suma de las cargas es $+1 + (-1) = 0$, de modo que no es necesario escribir subíndices. La fórmula es KBr .
- Yoduro de zinc.** El cation zinc Zn^{2+} y el anión yoduro I^- se combinan para formar yoduro de zinc. La suma de las cargas de un ion Zn^{2+} y un ion I^- es $+2 + (-1) = +1$. para que la suma de las cargas sea igual a cero se debe multiplicar por 2 la carga -1 del anión y agregar un subíndice “2” al símbolo del yodo. Así el yoduro de zinc es ZnI_2 .
- Óxido de aluminio.** El cation es Al^{3+} y el anión oxígeno es O^{2-} . El siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado por el cation y el anión:



La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Así, la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3 .

3.3. REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción o cambio químico es todo proceso químico en el cual dos o más sustancias (llamadas reactivos), por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias llamadas productos.

Esas sustancias pueden ser simples o compuestas. Un cambio químico se lleva a cabo cuando:

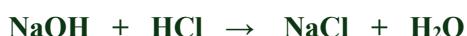
- ✚ Se produce un gas (Gasificación).
- ✚ Se produce un sólido insoluble (Precipitación).
- ✚ Se observa un cambio de color permanentemente.
- ✚ Se observa un cambio en la cantidad de calor del sistema.

Este cambio químico puede ser:

- Exotérmico:** se libera calor.
- Endotérmico:** se absorbe calor.

A la representación simbólica de las reacciones se les llama **ecuaciones químicas**. Muestra las sustancias que reaccionan (**reactivos o reactantes**) y las sustancias o **productos** que se obtienen, indicando las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción. Se utilizan para describir lo que sucede en una reacción química en sus estados inicial y final. Esquemáticamente, la ecuación consta de dos miembros. En el primero, los símbolos o fórmulas de los reactantes, reaccionantes o reactivos y en el segundo los símbolos o fórmulas de los productos. Para separar ambos miembros se utiliza una flecha que generalmente se dirige hacia la derecha, indicando el sentido de la reacción.

Por ejemplo: las sustancias hidróxido de sodio y ácido clorhídrico reaccionan y producen la sustancia cloruro de sodio (NaCl) más agua, el fenómeno se expresa simbólicamente en términos de fórmulas químicas mediante una ecuación química:



El signo “más” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así esta expresión simbólica se lee: “El metal sodio reacciona con cloro para producir cloruro de sodio”. Se puede observar que el sentido de la reacción sigue la dirección de la flecha de izquierda a derecha.

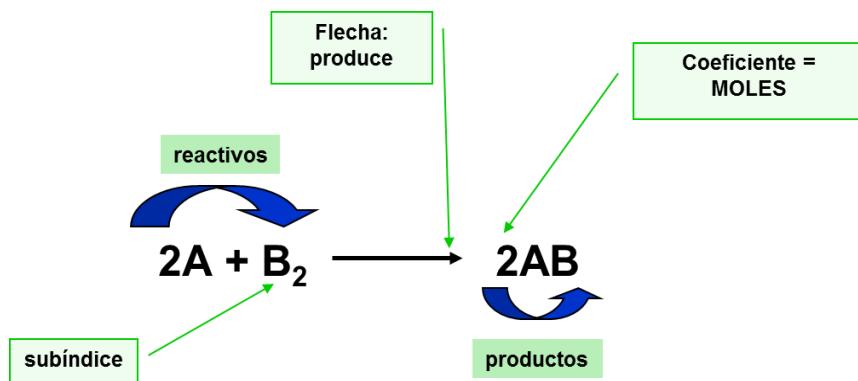


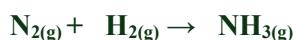
Figura 3.11. Esquema general de una ecuación química.

El estado físico se indica de la siguiente manera:

- (g) o con una flecha hacia arriba (\uparrow) gas
- (l) líquido
- (s) o con una flecha hacia abajo (\downarrow) sólido
- (ac) acuoso

3.3.1. Balanceo de una reacción

Si planteamos la siguiente reacción química:



Se debe hacer uso de coeficientes para balancear la ecuación y esto permitirá que el número de átomos sea igual en ambos lados.

Hay 2 N en la izquierda. Para que haya 2 N en el lado derecho, colocar el coeficiente 2 al NH_3 . Ahora hay dos moléculas de NH_3 y $2 \times 3 = 6$ H del lado derecho. Poner coeficiente 3 al H_2 . La ecuación quedó balanceada:



Las ecuaciones químicas son expresiones abreviadas de los cambios o reacciones químicas en términos de los elementos y compuestos que forman los reactivos y los productos. Las reacciones pueden ser irreversibles (aquellas que solo se pueden producir en un solo sentido) y se representan por una flecha de un sentido. Y algunas reacciones pueden ser *reversibles* (reactivos forman productos, que luego actúan entre sí dadas las condiciones para producir reactivos), entonces al mismo tiempo tengo cierta concentración de reactivos y de productos (esto se simboliza con doble flecha).

3.3.2. Clasificación de las reacciones químicas

Es posible enlistar una gran variedad de reacciones químicas, según el tipo de reactivos que se tienen y de productos que se forman. En este curso prestaremos especial atención a las reacciones inorgánicas, y entre ellas especialmente a las reacciones ácido-base. Pero antes de ello, mencionaremos algunas reacciones que podrán presentarse en el tema Estequioometría.

Tabla 3.11. Clasificación de las reacciones químicas.

Tipo de reacción	Definición	Ejemplo
Reorganización de los átomos	Adición o síntesis $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$	$2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$ Hidrógeno + oxígeno se combinan para formar agua.
	Descomposición $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$	$\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + 2 \text{ O}_2$ El perclorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
	Desplazamiento $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$	$2 \text{ HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ El hidrógeno es desplazado por el magnesio de su enlace con el cloro.
	Doble desplazamiento $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AC} + \text{BD}$	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ El sodio desplaza al hidrógeno de su enlace con el cloro y el hidrógeno desplaza al sodio de su unión con el ion hidróxido.
Mecanismo	Ácido-base (Neutralización) $\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + \text{Agua}$	$\text{H}^+ + \text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
	Precipitación $\text{A}_{(\text{ac})} + \text{B}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{AB}_{(\text{s})\downarrow}$	$\text{AgNO}_{3(\text{ac})} + \text{KI}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{AgI}_{(\text{s})} + \text{KNO}_{3(\text{ac})}$

	Óxido-reducción (Redox)	$\mathbf{A^+ + e^- \rightarrow A}$ (la especie A gana un electrón, se reduce) $\mathbf{A \rightarrow A^+ + e^-}$ (la especie A pierde un electrón, se oxida)	$\mathbf{Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu}$ $\mathbf{Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2 e^-}$
	Combustión	Un compuesto orgánico se combina con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua, liberando además energía. $\mathbf{Compuesto + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + energía}$	$\mathbf{C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O}$ La glucosa reacciona exotérmicamente con oxígeno, formándose dióxido de carbono y vapor de agua.

3.4. NOMENCLATURA DE LOS COMPUUESTOS

Cuando el número de compuestos conocidos era pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos nombres se derivaban de su aspecto físico, de sus propiedades, de su origen o de sus aplicaciones, por ejemplo, leche de magnesia, gas hilarante, piedra caliza, sosa cáustica, lejía, sosa para lavar y polvo de hornear. En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 20 millones. Para conocerlos los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación en la comunidad científica.

Para iniciar el estudio de la *nomenclatura química*, es decir, el nombre de los compuestos químicos es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos. Los compuestos orgánicos *contienen carbono, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre*. El resto de los compuestos se clasifican como compuestos inorgánicos.

Algunos compuestos que contienen carbono, como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), disulfuro de carbono (CS₂), compuestos que contienen el grupo cianuro (CN⁻), así como los grupos carbonato (CO₃²⁻) y bicarbonato (HCO₃⁻) se consideran compuestos inorgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, los compuestos inorgánicos se dividen en cuatro categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases e hidratos.

3.4.1. Compuestos Binarios

Son todos los compuestos que tienen en su fórmula solo dos tipos de elementos. Podemos clasificar este tipo de compuestos en:

- ⊕ Hidruros: elementos que se combinan con el hidrógeno
- ⊕ Óxidos: compuestos que se forman con el oxígeno y los demás elementos
- ⊕ Sales binarias: compuestos formados por dos elementos sin estar involucrados el hidrógeno y el oxígeno.

3.4.1.1. Hidruros

3.4.1.1.1. Hidruros metálicos

Su fórmula contiene un metal (número de oxidación positivo) + hidrógeno (número de oxidación negativo, en este caso **-1**). Se nombran: **hidruro de + nombre del metal**

Ejemplo: hidruro de litio
$$\begin{array}{c} +1 & -1 \\ \text{Li} & \text{H} \\ \text{LiH} \end{array}$$

3.4.1.1.2. Hidruros no metálicos

Su fórmula contiene un no metal (número de oxidación negativo) + hidrógeno (número de oxidación positivo, en este caso **+1**). Se nombran: **no metal +uro de hidrógeno**

<u>Ejemplos: sulfuro de hidrógeno</u>	$\begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \text{H} \quad \text{S} \\ \text{H}_2\text{S} \end{array}$
<u>cloruro de hidrógeno</u>	$\begin{array}{c} +1 \quad -1 \\ \text{H} \quad \text{Cl} \\ \text{HCl} \end{array}$

Existen hidruros no metálicos que tienen nombres triviales, y la IUPAC ha aceptado el uso de estos. Además, notará que la escritura de la fórmula no respeta el orden de menor a mayor electronegatividad, esto es, porque se mantiene la costumbre anterior a la regla, lo cual es también por costumbre.

Fórmula	Nombre trivial
H_2O	agua
NH_3	amoníaco
PH_3	fosfina
AsH_3	arsino
SiH_4	silano
CH_4	metano
BH_3	borano
SbH_3	estibano

3.4.1.2. Ácidos hidrácidos

Algunos hidruros no metálicos disueltos en agua generan iones protones y los aniones correspondientes. Los cationes H^+ en solución acuosa le confieren al medio propiedades ácidas. Los ácidos hidrácidos se forman a partir de los hidruros no metálicos de los elementos del grupo 17 y también el azufre, al disolverse en agua. Se nombran: **ácido _____ hídrico**

<u>Ejemplo:</u> ácido sulfhídrico $\text{H}_2\text{S}_{(\text{ac})}$ resulta del →	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ disuelto en agua
ácido fluorhídrico $\text{HF}_{(\text{ac})}$	$\text{HF}_{(\text{g})}$ disuelto en agua
ácido clorhídrico $\text{HCl}_{(\text{ac})}$	$\text{HCl}_{(\text{g})}$ disuelto en agua
ácido bromhídrico $\text{HBr}_{(\text{ac})}$	$\text{HBr}_{(\text{g})}$ disuelto en agua
ácido yodhídrico $\text{HI}_{(\text{ac})}$	$\text{HI}_{(\text{g})}$ disuelto en agua

Observación: (ac): acuoso; (g): gas

IMPORTANTE:

La formulación tanto de los hidruros no metálicos, como la de los hidrácidos es la misma, solo varía el nombre del compuesto, según el medio en el que se encuentre. El ácido (hidrácido) se forma cuando el gas (hidruro) se disuelve en agua.



La especie H^+ no existe, es una simplificación que se usa para facilitar la formulación de compuestos. La especie que se libera es el ion hidronio, H_3O^+ .

Actividad 11

En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos neutros resultantes de la combinación de catión hidrógeno con anión monoatómico del grupo 16 y 17 distinto de óxido (O^{2-}). Ud. deberá completar los nombres y/o fórmulas faltantes.

COMPUESTOS HIDROGENADOS			
Fórmula	Nomenclatura Sistemática		Nomenclatura tradicional
	Nomenclatura estequiométrica	Nomenclatura Stock	
HF			
			cloruro de hidrógeno
	sulfuro de dihidrógeno		
		teluriuro de hidrógeno	
			ácido selenhídrico
HBr			
			ácido sulfhídrico
	ioduro de hidrógeno		

3.4.1.3. Óxidos

Son todos aquellos compuestos formados por el **oxígeno y otro elemento**, salvo el flúor. El oxígeno siempre tendrá número de oxidación -2.

3.4.1.3.1. Óxidos básicos

Son compuestos que resultan de la combinación de un metal con oxígeno. Aplicando el método del número de oxidación cruzado en la formulación de compuestos binarios debemos deducir primero qué elementos lo constituyen conociendo el nombre del compuesto.

Ejemplo: para **óxido de sodio**, como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno y sodio. Escribimos los símbolos de los elementos:



Le colocamos a cada uno el respectivo número de oxidación: $\text{Na}^{(1+)} \text{O}^{(2-)}$.

El paso siguiente consiste en colocar como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro sin carga

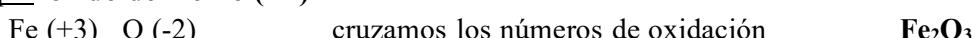


Cuando aparece el subíndice uno (1) se debe omitir, en consecuencia, la fórmula química que representa al compuesto óxido de sodio es:



Evidentemente utilizando este tipo de formulación, expresamos la electroneutralidad del compuesto ya que $2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$.

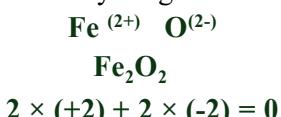
Ejemplo: óxido de hierro (III)



La electroneutralidad se da: $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$

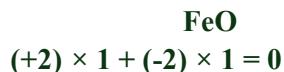
Ejemplos de aplicación:

1) **Óxido de hierro (II)**, sus componentes serán hierro y oxígeno:



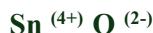
Como la fórmula que representa un compuesto deberá contener el menor número de átomos que permitan la neutralidad siempre que sea posible debemos simplificar los subíndices salvo excepciones debidas a su estructura (Ejemplo: compuestos como agua oxigenada cuya fórmula es H_2O_2 o pentóxido de fósforo cuya fórmula es P_4O_{10}).

Por lo tanto, óxido de hierro (II) se escribe

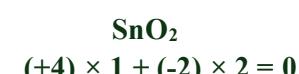


2) Óxido de estaño (IV), el número romano (*nomenclatura de Stock*) está indicando el número de oxidación del elemento metálico por lo tanto el estaño está actuando en este compuesto con dicho número:

Entonces:



Podemos simplificar y el óxido de estaño (IV) se debe escribir



Los óxidos básicos se nombran de la manera siguiente:

a) Si el metal tiene un solo número de oxidación se denominan **óxido de + nombre del metal**.

Ejemplos: óxido de sodio, óxido de calcio, óxido de aluminio.

b) Si el metal tiene dos números de oxidación hay tres formas posibles de nombrarlos:

⊕ Tradicional: **óxido + nombre del metal** se le coloca la terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. Ejemplos: óxido ferroso (FeO) y óxido férrico (Fe_2O_3).

⊕ Stock: **óxido de + nombre del metal** y se pone al final entre paréntesis el número romano correspondiente al número de oxidación. Ejemplo: óxido de hierro (II) (FeO) y óxido de hierro (III) (Fe_2O_3).

⊕ Estequiométrica: de acuerdo con los subíndices con prefijos griegos **mono, bi, tri, tetra, penta, etc.** Ejemplo: monóxido de hierro (FeO) y tríóxido de dihierro (Fe_2O_3).

Así el compuesto visto anteriormente SnO_2 puede nombrarse según la nomenclatura que se utilice:

Tradicional: óxido estánnico

Stock: óxido de estaño (IV)

Estequiométrica: dióxido de estaño

3.4.1.3.2. Óxidos ácidos (anhídridos)

Su fórmula contiene **no metal + oxígeno**. Para construir la fórmula se hace de la misma manera que los óxidos básicos y se nombran de la manera siguiente:

a) Si el no metal tiene un solo número de oxidación se denomina anhídrido del nombre del no metal terminado en **ico**.

Ejemplo: anhídrido bórico (B_2O_3).

b) Si el no metal tiene dos números de oxidación hay tres formas posibles de nombrarlos:

⊕ Tradicional: se nombran anhídridos. Terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. Ejemplo: anhídrido sulfuroso (SO_2) y anhídrido sulfúrico (SO_3).

⊕ Stock: es poco usada en anhídridos, **óxido de + nombre del no-metal** y se pone al final entre paréntesis el número romano correspondiente al número de oxidación. Ejemplo: óxido de azufre (IV) (SO_2) y óxido de azufre (VI) (SO_3).

⊕ Estequiométrica: de acuerdo con los subíndices con prefijos latinos **mono, di, tri, tetra, penta, etc.** Ejemplos: dióxido de carbono (CO_2), trióxido de diboro (B_2O_3), dióxido de azufre (SO_2) y trióxido de azufre (SO_3).

c) Si el no-metal tiene más de dos números de oxidación (caso de los halógenos cloro, bromo, yodo), se usan los términos **hipo-oso, -oso, -ico, per-ico** de menor a mayor número de oxidación. Ejemplos: para los anhídridos de cloro los nombres correspondientes son anhídrido hipocloroso (Cl_2O), anhídrido cloroso (Cl_2O_3), anhídrido clórico (Cl_2O_5) y anhídrido perclórico (Cl_2O_7). También pueden denominarse por la forma

de subíndices: monóxido de dicloro, trióxido de dicloro, pentóxido de dicloro y heptóxido de dicloro donde los números de oxidación son +1, +3, +5, +7 respectivamente.

Actividad 12

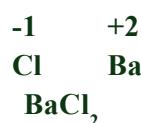
En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos resultantes de la combinación de catión monoatómico distinto de hidrógeno con anión óxido (O^{2-}). Ud. deberá completar los nombres y/o fórmulas faltantes.

ÓXIDOS			
Fórmula	Nomenclatura Sistemática		Nomenclatura tradicional
	Nomenclatura estequiométrica	Nomenclatura Stock	
Fe ₂ O ₃	trióxido de dihierro	óxido de hierro (III)	óxido férrico
Li ₂ O		óxido de litio	
		óxido de cromo (VI)	anhídrido crómico
Cu ₂ O			
	dióxido de manganeso		

3.4.1.4. Sales binarias

Su fórmula contiene **metal + anión**. Las sales binarias se forman con un anión de un ácido hidrácido (siempre con número de oxidación -1 para el grupo 17 y -2 para el azufre) y un metal. Se nombran siempre con la terminación "uro".

Ejemplo: cloruro de bario



Ejemplos: FeCl₂ cloruro ferroso o cloruro de hierro(II)

FeCl₃ cloruro férrico o cloruro de hierro(III)

Actividad 13

En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos resultantes de la combinación de catión metálico con anión monoatómico distinto de óxido (O^{2-}). Complete los nombres y/o fórmulas faltantes.

SALES NEUTRAS			
Fórmula	Nomenclatura sistemática		Nomenclatura tradicional
	Nomenclatura estequiométrica	Nomenclatura Stock	
KBr	bromuro de potasio	bromuro de potasio (I)	bromuro de potasio
FeCl ₂			cloruro ferroso
		cloruro de hierro (III)	
	sulfuro de cobre		
		sulfuro de cobre (II)	
		hidruro de calcio (II)	
Al ₂ Te ₃	triteluriuro de dialuminio		

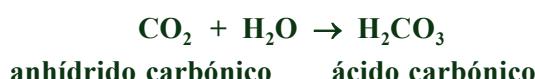
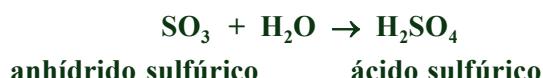
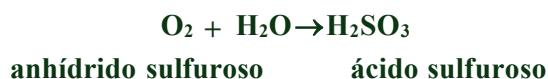
3.4.2. Compuestos ternarios

Son todos aquellos compuestos que están formados por átomos de tres tipos de elementos diferentes.

- Un compuesto que tiene hidrógeno, oxígeno y un no-metal formará un **ácido oxácido**.
- Un compuesto que tiene hidrógeno, oxígeno y un metal formará un **hidróxido o base**.
- Un compuesto que tiene un metal, un no-metal y oxígeno formará una **oxosal neutra**.
- Un compuesto que tiene un metal, hidrógeno y un no-metal formará una **sal ácida ternaria** (derivada de un hidrácido).

3.4.2.1. Ácidos oxácidos

Su fórmula contiene **hidrógeno** (siempre +1) + **oxoanión (oxígeno (-2) + no-metal)**. Estos ácidos pueden considerarse como la combinación de un anhídrido con agua:



Actividad 14

Dados los siguientes aniones, deduzca la cantidad de cationes hidrógeno (H^+) que son necesarios para neutralizarlos. Nombre los compuestos, así formado, de acuerdo con la nomenclatura sistemática.



104-

AsO_4^{3-}

.....
 SO_3^{2-}

Actividad 15

Completar la tabla basándose en el siguiente ejemplo.

2H ⁺	+ trioxocarbonato (IV)	= trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno
H ⁺	+	= dioxonitrato (III) de
3H ⁺	+ tetraoxoarseniato (V)	=
H ⁺	+	= tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
H ⁺	+ trioxonitrato (V)	=
2H ⁺	+	= tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno

Actividad 16

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de cationes H^+ + oxoanión (AO_x^{n-}), Oxoácidos.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
H_3BO_3	trioxoborato (III) de trihidrógeno	ácido bórico
H_2CO_3		
HNO_3		
		Ácido nitroso
H_3PO_3		
	tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno	
	μ -oxo-bis[trioxofosfato (V)] de dihidrógeno	
	tetraoxoarseniato (V) de trihidrógeno	ácido arsénico
H_3AsO_3		ácido arsenioso
H_2SO_4		
		ácido sulfuroso
	tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno	ácido crómico
	μ -oxo-bis[trioxocromato (VI)] de dihidrógeno	ácido dicrómico
		ácido hipocloroso
HClO_2		
HClO_3		
	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	
HIO_3		
		ácido peryódico
HMnO_4		

Actividad 17

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno.
- monooxoclorato (I) de hidrógeno.
- trioxosulfato (IV) de dihidrógeno.
- tetraoxoantimoniato (V) de trihidrógeno

Actividad 18

Dadas las siguientes fórmulas, verificar si coinciden con el nombre correspondiente y, en caso contrario, escribirlo o nombrarlo correctamente.

HClO_2 dioxoclorato (III) de hidrógeno

H_2CO_3 tetraoxocarbonato (IV) de dihidrógeno

H_3PO_4 tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno

3.4.2.2. Hidróxidos

Su fórmula contiene **metal + anión hidróxido**. Para escribir la fórmula de estos compuestos, tenemos que recordar el listado de iones positivos frecuentes y sus nomenclaturas. Consideraremos la carga del ion OH^- como su número de oxidación (-1) y apliquemos el método del número de oxidación cruzado.

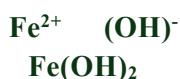
Ejemplo: hidróxido de sodio

Escribimos el ion hidróxido con su carga y el ion Na^+ entonces: Na^+OH^- . Aquí consideramos al ion $(\text{HO})^-$ como una unidad y su carga como un número de oxidación (-1). Entonces aplicando el método del número de oxidación cruzado, hidróxido de sodio se escribe:



Cuando el paréntesis tiene como subíndice el número uno se omite.

Ejemplo: hidróxido ferroso. Indica que el elemento actúa con su menor número de oxidación:



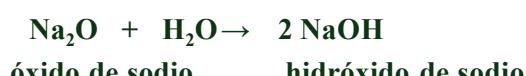
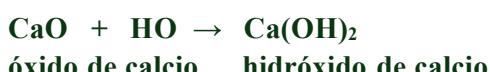
También puede nombrarse por Stock como **hidróxido de hierro (II)**.

Hidróxido férrico: Indica que el elemento actúa con su mayor número de oxidación:



También puede nombrarse por Stokes como **hidróxido de hierro (III)**.

Estos hidróxidos pueden considerarse también como la combinación de un óxido con agua



Actividad 19

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de catión metálico o amonio con anión hidróxido.

HIDRÓXIDOS			
Fórmula	Nomenclatura Sistemática		Nomenclatura tradicional
	Nomenclatura estequiométrica	Nomenclatura Stock	
$\text{Au}(\text{HO})_3$	trihidróxido de oro	hidróxido de oro (III)	hidróxido áurico
$\text{Na}(\text{HO})$			
$\text{Pb}(\text{HO})_2$			
			hidróxido niqueloso
$\text{Co}(\text{HO})_2$			
		hidróxido de cobalto (III)	
	dihidróxido de hierro		
			hidróxido de bario

3.4.2.3. Oxosales

Son compuestos cuya fórmula posee **un oxoanión (no-metal + oxígeno)** y **un metal**. Sus fórmulas se escriben también por el método del número de oxidación cruzado.

*Observación: El oxoanión proviene del ácido que se usa para la formulación de la sal. Cuando se formula el ácido se puede usar también el método del número de oxidación cruzado. Se nombran cambiando el sufijo **ito** del anión por **oso** y el sufijo **ato** por **ico**.*

Ejemplo: ácido sulfúrico

Escribimos el **ion SO_4^{2-}** (sulfato) considerando *su carga como un supuesto número de oxidación*. A continuación, escribimos (siempre del lado izquierdo) el ion hidrógeno con su número de oxidación +1, y aplicamos el método:



Vemos que el “ato” del oxoanión cambió por “ico”.

Ejemplo: ácido nítrico (deriva del oxoanión nitrato)



Vemos que el “ato” del oxoanión cambió por “ico”.

Ejemplo: ácido nitroso (deriva del oxoanión nitrito)



Vemos que el “ito” del oxoanión cambió por “oso”.

Para formular las sales se debe considerar:

a) Metales con un solo número de oxidación: nombre del oxoanión seguido del metal, por ejemplo sulfato de sodio, carbonato de calcio, sulfato de calcio

Ejemplos: Sulfato de calcio, ion SO_4^{2-} , ion Ca^{2+}



como ambas entidades tienen como número de oxidación subíndices simplificables, entonces la fórmula correcta será



Fosfato de Bario, ion fosfato PO_4^{3-} , ion bario Ba^{2+}

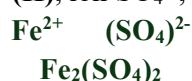


aplicando el método del número de oxidación cruzado



b) Metales con dos números de oxidación: nombre del oxoanión seguido del metal terminado en **oso** para el menor número de oxidación y en **ico** para el mayor. También se puede emplear Stokes.

Ejemplo: Sulfato ferroso o sulfato de hierro (II), ion SO_4^{2-} , ion Fe^{2+}



como ambas entidades tienen como número de oxidación subíndices simplificables, entonces la fórmula correcta será



Ejemplo: Sulfato férrico o sulfato de hierro (III), ion sulfato SO_4^{2-} , ion Fe^{3+}



aplicando el método del número de oxidación cruzado:



IMPORTANTE:

Al escribir la fórmula de un compuesto siempre se coloca primero el elemento más electropositivo y luego el anión (elemento más electronegativo).

Actividad 20

Construya las fórmulas con los siguientes iones realizando las combinaciones posibles. Recuerde el uso de paréntesis.

Anión: CO_3^{2-} Cátion: Na^+
Anión: MnO_4^- Cátion: Ca^{2+}

.....
.....
.....

Actividad 21

Nombrar los compuestos formados en la Actividad 20 según la nomenclatura sistemática y según la nomenclatura tradicional.

.....
.....
.....
.....

Actividad 22

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de Cátion metálico + Oxoanión (AO_x^{n-}), Oxosales.

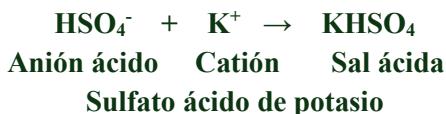
Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	tris[tetraoxosulfato(VI)]de dihierro	sulfato férrico
		perclorato de sodio
	tetraoxosulfato(VI) de hierro (II)	
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
	trioxosilicato(IV) de cobre (II)	sulfato niquelico
$\text{Au}(\text{ClO}_2)_3$		
		carbonato de calcio
	trioxocarbonato(IV) de hierro (II)	
		hipobromito plumboso
	bis[trioxonitrato (V)] de hierro	
	trioxosulfato (IV) de magnesio	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
		permanganato de potasio
AgIO		

3.4.3. Compuestos cuaternarios

3.4.3.1. Sales ácidas

Las sales ácidas son aquellas que presentan un radical ácido en su fórmula molecular (el anión del ácido junto con uno o más de los protones presentes en el mismo). Pueden ser simples o dobles, las simples están formadas por un catión y un anión ácido, mientras que las dobles están formadas por dos cationes diferentes y un radical ácido. Como estos compuestos son eléctricamente neutros, las cargas positivas del catión o los cationes deben igualar las cargas negativas del radical ácido.

Ejemplo:



El anión ácido (sulfato ácido), presenta una carga negativa la cual es neutralizada por la carga positiva del catión (potasio).

Ejemplo:



En este ejemplo el anión ácido (fosfato diácido) presenta una carga negativa mientras que el catión (calcio) presenta 2 cargas positivas, por lo tanto, se requieren 2 aniones ácidos para poder neutralizar las cargas positivas del catión, obteniéndose la sal ácida correspondiente.

Si el anión proviene de una sal hidrácida, se obtendrá una **sal hidrácida ácida**, la cual se clasifica también en **compuesto ternario**.



Nomenclatura

Tabla 3.12. Nomenclatura de sales ácidas.

Nomenclatura sistemática		Nomenclatura tradicional
	prefijo[nombre del hidrógeno anión (sistemático)] de prefijo[nombre del elemento del catión]	[nombre del hidrógeno anión (tradicional)] de [nombre del catión] [nombre del hidrógeno anión (tradicional)] [nombre del catión (tradicional)]
Ba(HS) ₂	bis[hidrógeno sulfuro] de bario	sulfuro ácido de bario
MgHPO ₄	hidrógeno tetraoxofosfato(V) de magnesio	ortofosfato monoácido de magnesio
KH ₂ PO ₃	dihidrógeno trioxofosfato(III) de potasio	ortofosfito diácido de potasio
Pb(H ₂ AsO ₄) ₂	bis[dihidrógeno tetraoxoarseniato(V)] de plomo (II)	ortoarseniato diácido plumboso

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo con la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo con la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.

Pb(H₂AsO₄)₂ ortoarseniato diácido de plomo (II)

Observación: La denominación antigua de este tipo de sales, anteponiéndole el prefijo “bi” al nombre tradicional del oxoanión, por ejemplo: (NaHCO₃) bicarbonato de sodio o (NaHSO₃) bisulfito de sodio, sólo puede encontrarla en algunos libros no actualizados. Pero se recomienda no emplearla así que evite su uso.

Actividad 23

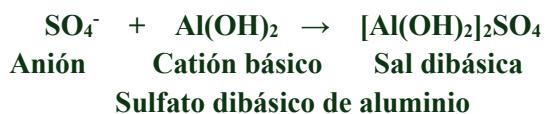
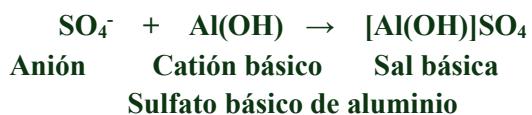
Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los compuestos formados por Catión metálico o poliatómico + hidrógeno anión, Sales ácidas.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NaHCO ₃		
		sulfato ácido férrico
	bis[dihidrógeno trioxofosfato (III)] de calcio	
Al ₂ (HPO ₄) ₃		

3.4.3.2. Sales básicas

Las sales básicas son aquellas que presentan un radical básico en su fórmula molecular. Pueden ser simples o dobles. Como estos compuestos son eléctricamente neutros, las cargas positivas del catión o los cationes básicos deben igualar las cargas negativas del anión.

Ejemplo:



■ Nomenclatura

Tabla 3.13. Nomenclatura de sales básicas.

	Nomenclatura sistemática prefijo[nombre del anión(sistématica)] prefijo[hidróxido] de prefijo[nombre del catión]	Nomenclatura tradicional prefijo[nombre del anión(tradicional)] prefijo[básico] de [nombre del catión(tradicional)] prefijo[nombre del anión(tradicional)] prefijo[básico] [nombre del catión(tradicional)]
MgCl(HO)	cloruro hidróxido de magnesio	cloruro básico de magnesio
ZnI(HO)	hidróxido ioduro de zinc	ioduro básico de zinc
PbNO ₃ (HO)	hidróxido trioxonitrito (V) de plomo (II)	nitrato básico plumboso
Al(NO ₃) ₂ (HO)	hidróxido bis[trioxonitrito (V)] de aluminio	nitrato básico de aluminio

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo con la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo con la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.

PbNO₃(HO) nitrato básico de plomo (II)

Actividad 24

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los compuestos formados por Cation metálico o poliatómico + anión hidróxido + anión monoatómico u oxoanión, Sales básicas.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
<chem>CuIO3(HO)</chem>		
	hidróxido trioxonitrato (V) de plomo(II)	
		carbonato básico de aluminio

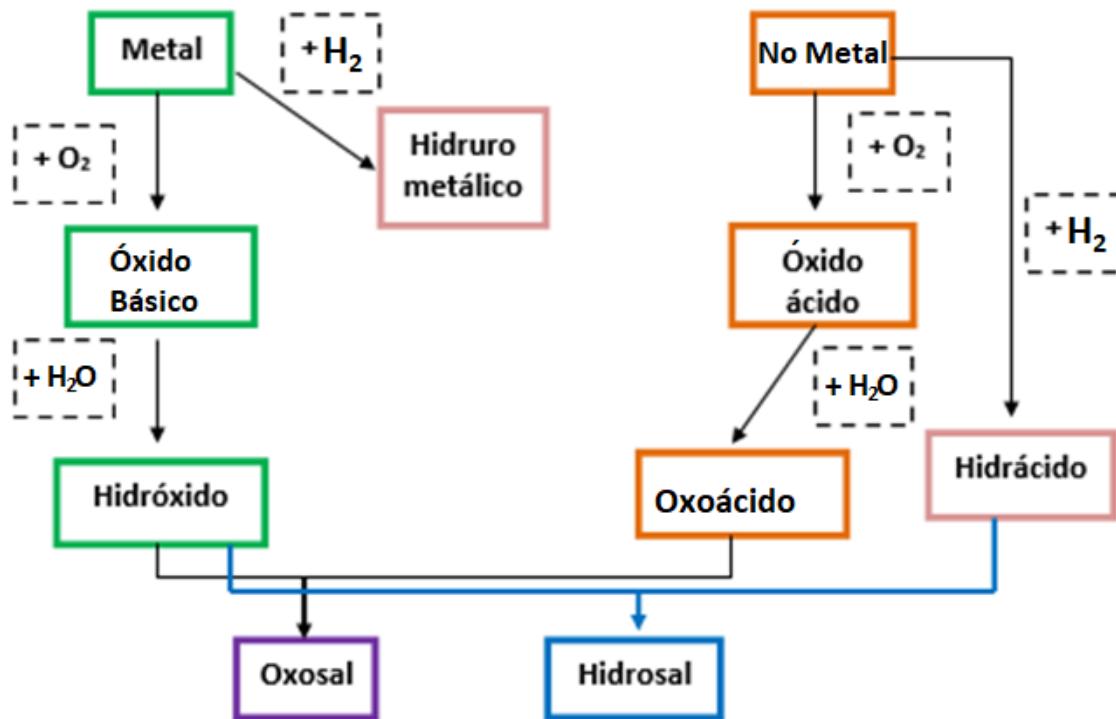


Figura 3.12. Como formamos los compuestos químicos.

([Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos parte II | Educación a Distancia](#), 2025)

Sustancias simples o elementos: H_2, O_2, He, Cu, Fe, Ag, etc.			
Sustancias Inorgánicas	Compuestos	Binarios	Hidruros Metálicos: BaH_2 , CaH_2 , LiH , NaH , KH , etc. No metálicos: HCl (g), HF (g) H_2S (g), H_3N , etc.
			Hidrácidos HCl (ac), HF (ac), H_2S (ac),etc.
			Sales neutras KI , $NaCl$, CaF_2 , FeS , $AlCl_3$, etc.
			Óxidos Metálicos: Na_2O , CaO , MgO , Al_2O_3 , PbO_2 , etc. No metálicos: NO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_5 , etc.
			Peróxidos K_2O_2 , H_2O_2 , etc.
		Ternarios	Hidróxidos KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, etc.
			Oxiácidos H_2CO_3 , HNO_3 , HIO , H_2SO_4 , etc.
			Oxisales K_2SO_4 , Na_2CO_3 , etc.
			Sales ácidas derivadas de hidrácidos $NaSH$, $Ca(SH)_2$, etc.
			Sales de amonio derivadas de hidrácidos NH_4Cl , NH_4I , etc.
		Cuaternarios	Oxisales ácidas $NaHSO_4$, $KHCO_3$, etc.
			Sales básicas $MgOHCl$, $Cu(OH)_2CO_3$
			Sales dobles $KAl(SO_4)_2$, $LiKSO_4$, etc.
			Oxisales de amonio $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)IO_3$, etc.

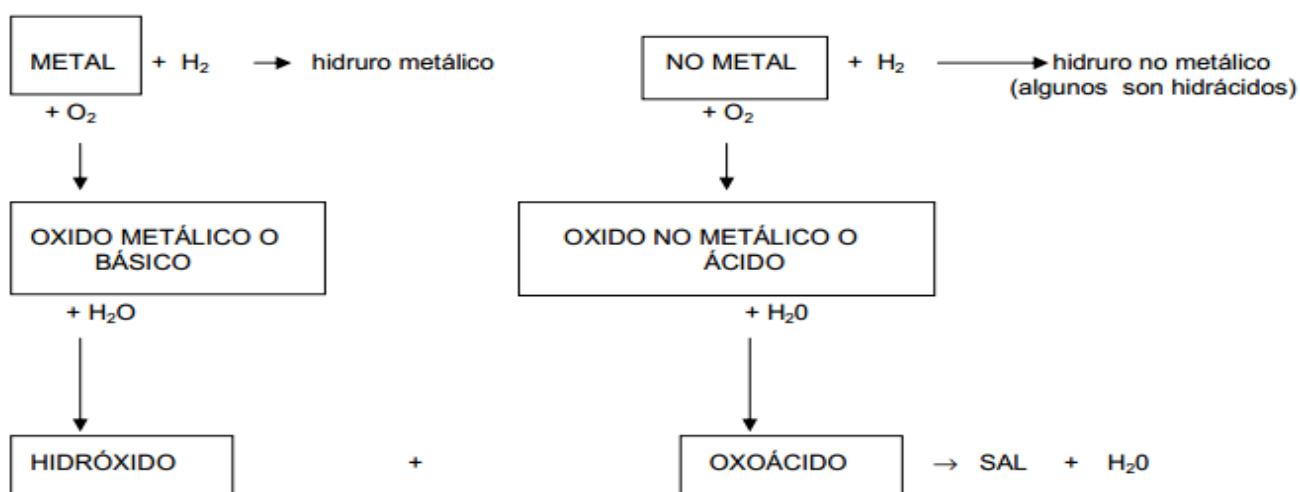
Figura 3.13. Clasificación de compuestos.

Orden de los elementos para escribir una fórmula química: Me H NoMe O
 (según se encuentren presentes, recomendado por la IUPAC – de menor a mayor electronegatividad)

Óxido MeO
 Anhídrido NoMeO
 Hidruro metálico MeH
 Hidruro no metálico HNoMe

TEMA 3: GUÍA DE PROBLEMAS

Cuadro de compuestos



Fórmulas Químicas

1- Formule la ecuación de formación de los siguientes HIDRUROS. Indique cual es un HIDRULO METÁLICO y cual es NO METÁLICO.

1) Hidruro de calcio	11) Hidruro de aluminio
2) Bromuro de hidrógeno	12) Hidruro de boro
3) Hidruro de potasio	13) Hidruro de berilio
4) Sulfuro de hidrógeno	14) Hidruro de bario
5) Hidruro de sodio	15) Hidruro de estroncio
6) Cloruro de hidrógeno	16) Hidruro de galio
7) Ioduro de hidrógeno	17) Fosfina
8) Hidruro de litio	18) Agua
9) Fluoruro de hidrógeno	19) Hidruro de cesio
10) Amoníaco	

2- Formule la ecuación de obtención de los siguientes ÁCIDOS HIDRÁCIDOS.

- a) Ácido yodhídrico
- b) Ácido sulfhídrico
- c) Ácido bromhídrico
- d) Ácido clorhídrico
- e) Ácido fluorhídrico

3- Formule la ecuación química de formación de los siguientes ÓXIDOS BÁSICOS.

1) Óxido de litio	14) Óxido de níquel (II) - Óxido niqueloso
2) Óxido de sodio	15) Óxido de níquel (III) - Óxido níquelico
3) Óxido de potasio	16) Óxido de zinc
4) Óxido de calcio	17) Óxido de magnesio
5) Óxido de bario	18) Óxido de plata
6) Óxido de estroncio	19) Óxido de mercurio (I) - Óxido mercurioso
7) Óxido de hierro (II) - Óxido ferroso	20) Óxido de mercurio (II) - Óxido mercúrico

8) Óxido de aluminio	21) Óxido de plomo (II) - Óxido plumboso
9) Óxido de hierro (III) - Óxido férrico	22) Óxido de plomo (IV) - Óxido plúmbico
10) Óxido de cobre (I) - Óxido cuproso	23) Óxido de estaño (II) - Óxido estannoso
11) Óxido de cobre (II) - Óxido cúprico	24) Óxido de estaño (IV) - Óxido estánnico
12) Óxido de cobalto (II) - Óxido cobaltoso	25) Óxido de cadmio
13) Óxido de cobalto (III) - Óxido cobáltico	26) Óxido de cromo (II) – Óxido cromoso
	27) Óxido de cromo (III) – Óxido crómico

4- Formule la ecuación química de formación de los siguientes **ÓXIDOS ÁCIDOS**.

1) Monóxido de dicloro - anhídrido hipocloroso	8) Trióxido de dinitrógeno - anhídrido nitroso
2) Trióxido de dicloro - anhídrido cloroso	9) Pentóxido de dinitrógeno - anhídrido nítrico
3) Pentóxido de dicloro - anhídrido clórico	10) Trióxido de difósforo - anhídrido fosforoso
4) Heptóxido de dicloro - anhídrido perclórico	11) Pentóxido de difósforo - anhídrido fosfórico
5) Idem punto 1 a 4 para los óxidos de bromo y de yodo	12) Dióxido de carbono - anhídrido carbónico
6) Trióxido de azufre - anhídrido sulfúrico	13) Pentóxido de diarsénico - anhídrido arsénico
7) Dióxido de azufre - anhídrido sulfuroso	14) Trióxido de diarsénico - anhídrido arsenioso
	15) Trióxido de cromo – anhídrido crómico

5- Escriba el nombre de los siguientes óxidos:

a) ZnO	b) NiO	c) Ag ₂ O	d) PbO	e) PbO ₂
f) Rb ₂ O	g) Na ₂ O	h) Cl ₂ O ₅	i) Cl ₂ O	j) N ₂ O ₅
k) SO ₃	l) Br ₂ O ₇	m) SO ₂	n) Al ₂ O ₃	ñ) CrO ₃
o) Mn ₂ O ₇	p) MnO ₂	q) CrO	r) Cr ₂ O ₃	s) CuO

6- Complete el siguiente cuadro con las fórmulas y nombres de los óxidos correspondientes a los metales:

Elemento	E.O.	Fórmula química	Nombre del compuesto
Li	+1		
Ca	+2		
Al	+3		
Co	+2		
Pb	+4		
Pb	+2		
Au	+1		
Au	+3		
Mn	+3		
K	+1		
Cs	+1		
Ba	+2		
Mg	+2		
Fe	+3		
Mn	+2		
Zn	+2		

7- Complete el siguiente cuadro con las fórmulas y nombres de los óxidos correspondientes a los no metales:

Elemento	E.O.	Fórmula química	Nombre del compuesto
C	+4		
N	+3		

S	+4		
N	+5		
S	+6		
P	+3		
P	+5		
I	+7		
I	+1		
Cl	+3		
I	+5		
I	+3		

8- Formule la ecuación de formación de los siguientes ÁCIDOS OXÁCIDOS.

1) Ácido Hipocloroso	12) Ácido Nitroso
2) Ácido Cloroso	13) Ácido Nítrico
3) Ácido Clórico	14) Ácido Carbónico
4) Ácido Perclórico	15) Ácido Sulfuroso
5) Ácido Hipobromoso	16) Ácido Dicrómico
6) Ácido Bromoso	17) Ácido Metafosforoso
7) Ácido Brómico	18) Ácido Pirofosforoso
8) Ácido Perbrómico	19) Ácido Ortofosforoso o Fosforoso
9) Ácido Crómico	20) Ácido Metafosfórico
10) Ácido Mangánico	21) Ácido Pirofosfórico
11) Ácido Permangánico	22) Ácido Ortofosfórico o Fosfórico

9- Formule la ecuación química de formación de los siguientes HIDRÓXIDOS.

1) Hidróxido de Litio	12) Hidróxido de Cobalto(III) - Hidróxido Cobáltico
2) Hidróxido de Sodio	13) Hidróxido de Cobalto(II) - Hidróxido Cobaltoso
3) Hidróxido de Potasio	14) Hidróxido de Níquel(II) - Hidróxido Niqueloso
4) Hidróxido de Calcio	15) Hidróxido de Níquel(III) - Hidróxido Niquelíco
5) Hidróxido de Bario	16) Hidróxido de Plata
6) Hidróxido de Estroncio	17) Hidróxido de Estaño(II) - Hidróxido Estannoso
7) Hidróxido de Aluminio	18) Hidróxido de Estaño(IV) - Hidróxido Estánnico
8) Hidróxido de Hierro(II) - Hidróxido Ferroso	19) Hidróxido de Zinc
9) Hidróxido de Hierro(III) - Hidróxido Férrico	20) Hidróxido de Cromo (II) – Hidróxido Cromoso
10) Hidróxido de Cobre(I) - Hidróxido Cuproso	21) Hidróxido de Cromo (III) – Hidróxido Crómico
11) Hidróxido de Cobre(II) - Hidróxido Cúprico	22) Hidróxido de Mercurio(I)-Hidróxido Mercurioso

10- Escriba los nombres de los siguientes compuestos y clasifique las sustancias.

a) HNO_3	b) H_2CO_3	c) NaOH	d) $\text{Mg}(\text{OH})_2$	e) HClO
f) HBrO_4	g) HIO_3	h) $\text{Mn}(\text{OH})_2$	i) H_2SO_4	j) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
k) H_3PO_4	l) HPO_3	m) $\text{Ag}(\text{OH})$	n) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	ñ) $\text{Pt}(\text{OH})_4$
o) $\text{HCl}_{(\text{ac})}$	p) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$	q) $\text{Cu}(\text{OH})_2$	r) $\text{HF}_{(\text{ac})}$	

11- Completa las siguientes ecuaciones generales de formación de compuestos inorgánicos:

a. Metal + _____ \rightarrow Óxido _____

b. _____ + Oxígeno \rightarrow Óxido ácido ó Anhídrido

c. Óxido básico + Agua \rightarrow _____

d. _____ + Agua \rightarrow Ácido Oxácido

e. Metal + Hidrógeno \rightarrow _____

f. No metal + _____ \rightarrow Hidruro _____

g. Oxácido + Hidróxido \rightarrow _____ + _____

h. Hidrácido + Hidróxido \rightarrow _____ + _____

12- A) Clasificar los siguientes compuestos.

B) Escribir las ecuaciones de formación y nombrar los reactivos y productos.

a) Óxido férrico	b) Óxido de sodio	c) Monóxido de dicloro
d) Anhídrido nitroso	e) Hidruro de bario	f) Hidruro de sodio
g) Anhídrido sulfúrico	h) Bromuro de hidrógeno	i) Óxido cuproso

13- Dadas las siguientes reacciones:

a) Escribir las correspondientes ecuaciones balanceadas.

b) Indicar los nombres de los compuestos formados.

c) Clasificar los compuestos en oxácidos, hidrácidos o hidróxidos.

Óxido de sodio + agua \rightarrow ...

Trióxido de dinitrógeno + agua \rightarrow ...

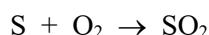
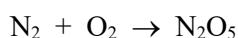
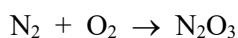
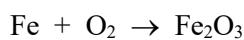
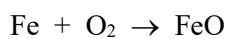
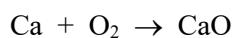
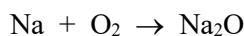
Óxido de aluminio + agua \rightarrow ...

Anhídrido sulfúrico + agua \rightarrow ...

Dióxido de carbono + agua \rightarrow ...

Óxido cuproso + agua \rightarrow ...

14- Equilibrar las siguientes ecuaciones de formación y nombrar las sustancias obtenidas:



15- Equilibrar las siguientes ecuaciones de formación y nombrar las sustancias obtenidas:



16- Formule la ecuación química de obtención de las siguientes **OXOSALES (SALES NEUTRAS)**. Escriba el nombre del **ÁCIDO PROGENITOR**.

1) Nitrato de Litio	14) Ortofósfato de Sodio - Fósfato de Sodio
2) Cloruro de Sodio	15) Clorato de Potasio
3) Sulfato de Litio	16) Carbonato de Calcio
4) Sulfato de Calcio	17) Hipoclorito de Sodio
5) Sulfato de Potasio	18) Hipoclorito de Calcio
6) Sulfato de Hierro (II) - Sulfato Ferroso	19) Periodato de Potasio
7) Nitrato de Calcio	20) Sulfito de Sodio
8) Cloruro de Bario	21) Nitrito de Bario
9) Cloruro de Aluminio	22) Nitrato de Plata
10) Cloruro de Hierro (III) - Cloruro Férrico	23) Pirofósfato de Calcio
11) Sulfato de Hierro (III) - Sulfato Férrico	24) Nitrato Cobaltoso - Nitrato de Cobalto(II)
12) Sulfato de Aluminio	25) Nitrato de Cobalto(III) - Nitrato Cobáltico
13) Permanganato de Potasio	26) Ortofósfato de Calcio - Fósfato de Calcio

17- Formule la ecuación química de obtención y escriba los nombres de las siguientes **SALES**.

1) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	7) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	8) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
3) K_2S	9) BaCO_3
4) NaClO_3	10) $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_5$
5) Na_3PO_4	11) LiPO_2
6) CuS	12) NaCl

18- Formule la ecuación química de formación de las siguientes **SALES ÁCIDAS**.

- 1) Sulfato ácido de sodio – Hidrosulfato de sodio
- 2) Carbonato ácido de calcio – Hidrocarbonato de calcio
- 3) Sulfato ácido de aluminio – Hidrosulfato de aluminio
- 4) Sulfuro ácido de sodio – Hidrosulfuro de sodio
- 5) Ortofósfato diácido de sodio – Fósfato diácido de sodio – Dihidrofósfato de sodio
- 6) Ortofósfato monoácido de potasio – Fósfato monoácido de potasio – Monohidrofósfato de potasio
- 7) Pirofósfato diácido de calcio – Dihidropirofósfato de calcio
- 8) Pirofósfato monoácido de aluminio – Monohidropirofósfato de aluminio
- 9) Cromato ácido de plata – Hidrocromato de plata
- 10) Ortofósfato ácido de sodio – Fósfito ácido de sodio – Hidrofósfito de sodio

19- Formule la ecuación química de formación de los siguientes **COMPUESTOS**.

1) Cloruro de hidrógeno	21) Hidruro de calcio
2) Hidróxido de aluminio	22) Nitrato de aluminio
3) Sulfuro de hidrógeno	23) Ioduro de potasio
4) Hidruro de litio	24) Trióxido de dinitrógeno
5) Nitrato de potasio	25) Óxido de hierro (III)
6) Bromuro de hidrógeno	26) Permanganato de sodio
7) Perclorato de calcio	27) Hidróxido cobáltico
8) Fósfato de calcio	28) Sulfuro de sodio
9) Hidrosulfato férrico	29) Hidruro de aluminio
10) Fluoruro de hidrógeno	31) Ioduro de calcio
11) Sulfuro de aluminio	32) Hidróxido de magnesio

12) Cloruro cúprico	33) Trióxido de cromo
13) Sulfito de calcio	34) Monohidrofosfato de aluminio
14) Hidruro de bario	35) Clorito de calcio
15) Carbonato ácido de potasio	36) Trióxido de azufre
16) Bromuro de calcio	37) Hidruro de estroncio
17) Sulfato de magnesio	38) Hidróxido de cobre(II)
18) Ioduro de hidrógeno	39) Iodato de potasio
19) Bromuro de plata	40) Hidróxido de amonio
20) Sulfuro ácido de bario	

20- Para los siguientes compuestos indique si la nomenclatura y la fórmula son correctas justificando su respuesta:

- a) SO_2 : anhídrido sulfúrico
- b) CO_2 : óxido carbónico
- c) HNO_3 : ácido nítrico
- d) Fe(OH)_3 : hidróxido ferroso
- e) $\text{HCl}_{(g)}$: ácido clórico

21- Formule la ecuación de formación de las siguientes sustancias:

- a) Cloruro de potasio
- b) Sulfito de magnesio
- c) Óxido de cobre (II)
- d) Hidróxido de bario
- e) Ácido pirofosforoso
- f) Ácido nitroso
- g) Ácido perclórico
- h) Clorato de amonio
- i) Hidruro de estroncio
- j) Sulfuro de litio
- k) Anhídrido fosfórico

22- Formule la ecuación química de obtención y nombre los siguientes compuestos:

- a) Al(OH)_3
- b) KPO_2
- c) $\text{Ba}_3(\text{PO}_3)_2$
- d) $\text{Mg}(\text{ClO})_2$
- e) CaSO_4
- f) KBr
- g) NaIO
- h) NH_4OH
- i) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
- j) SrO
- k) CO_2
- l) SO_3

23- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- a) Dióxido de azufre
- b) Hidróxido de hierro(III)

- c) Ácido dicrómico
- d) Sulfato ácido de litio
- e) Sulfato de plomo (IV)
- f) Nitrato de platino (II)
- g) Óxido áurico
- h) Hidruro de cesio
- i) Peryodato de potasio
- j) Agua oxigenada

24- Relacione las dos columnas correctamente:

() O ₂	1. Ácido sulfúrico
() Na ₂ O ₂	2. Amoníaco
() NH ₃	3. Oxígeno molecular
() Ca(HCO ₃) ₂	4. Nitrito de cobalto (II)
() KOH	5. Carbonato ácido de calcio
() NaBrO	6. Ácido fosfórico
() H ₂ SO ₄	7. Peróxido de sodio
() H ₃ PO ₄	8. Hipobromito de sodio
() Co(NO ₂) ₃	9. Nitrito de cobalto (III)
() Co(NO ₂) ₂	10. Hidróxido de potasio

25- Clasificar los siguientes compuestos de acuerdo si son sales binarias o ternarias, oxosales neutras o ácidas; hidrácidos, oxácidos, hidróxidos, óxidos metálicos u anhídridos:

1. Ca(HCO₃)₂ _____
2. H₃PO₄ _____
3. KOH _____
4. Cloruro de magnesio _____
5. Permanganato de hierro (II) _____
6. Ácido sulfuroso _____
7. Ácido bromhídrico _____
8. N₂O _____
9. NaBrO _____
10. Óxido de aluminio _____

26- Complete la siguiente tabla con el nombre o la fórmula del compuesto que falta:

Nombre	Fórmula
	AgCl
Nitrato de aluminio	
	KNO ₃
Sulfato de potasio	
	CuSO ₄
Cloruro de bario	
	MgS
Sulfito de plomo(II)	
	KMnO ₄

Bromuro de rubidio	
Silicato de calcio	NaClO
Carbonato de cadmio	CaCO ₃
Fosfato de calcio	NH ₄ NO ₃
Nitrato de hierro(II)	K ₂ Cr ₂ O ₇
Permanganato de calcio	Ba(ClO ₄) ₂
Sulfuro de sodio	Fe ₂ (SO ₄) ₃
Sulfato de zinc	CaBr ₂
Hipoclorito de bario	Ni ₃ (PO ₄) ₂
Dicromato de plomo(II)	NaNO ₂
Dicromato de cobre(II)	PbSeO ₄
Seleniato de cadmio	CuCO ₃
Arseniato de cinc	Li ₂ CO ₃
Bromato de calcio	CaSO ₃
Peryodato de sodio	FeSO ₃
Floruro de aluminio	Cr ₂ (SO ₃) ₃
Sulfato de manganeso(III)	Al(ClO ₃) ₃
Fosfato de cobalto(II)	Ca ₃ N ₂
	AgNO ₃

27- Nombre los siguientes compuestos utilizando los tres tipos de nomenclatura:

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistématica
K ₂ O			
Br ₂ O ₅			
HCl _(g)			
SO ₂			

SO ₃			
CO ₂			
N ₂ O ₃			
N ₂ O ₅			
HBr _(ac)			
P ₂ O ₃			
P ₂ O ₅			
Li ₂ O			
MnO ₂			
Mn ₂ O ₃			

28- Nombre a las siguientes sales dobles, ácidas y básicas:

- a) NaKSO₄
- b) LiH₂PO₄
- c) LiNaCO₃
- d) LiCaPO₃
- e) Al(OH)₂Cl
- f) Ca(OH)NO₃
- g) NaHCO₃

ANEXO 1
MAGNITUDES Y UNIDADES DE MEDIDA

A.1. MEDICIÓN Y SISTEMAS DE UNIDADES

Para estudiar un sistema material es necesario obtener información cuantitativa del mismo. Para ello se requiere la medición de alguna de sus propiedades.

Medir es determinar la cantidad de una magnitud por comparación con otra que se toma como unidad patrón, o determinar la extensión o capacidad de algo.

Las cantidades medidas se expresan por medio de un número seguido por la unidad. Ejemplo: la distancia Villa Mercedes – San Luis es igual a 93 km. Para medir se usa un instrumento de medición. Por ejemplo, una regla para medir longitud, una balanza para medir masa, o una probeta para medir volúmenes, etc.

En Argentina se regula a través del SIMELA (Sistema métrico legal argentino) que sigue los lineamientos del SI (Sistema internacional). Este sistema contempla siete unidades principales, cuyas definiciones basadas en constantes universales y no en patrones físicos, fueron actualizadas y puestas en vigencia a partir del 2019 (Tabla A1.1).



Tabla A1.1. Sistema Internacional de Unidades.

Magnitud	Unidad	Sigla	Definición
Longitud	metro	m	longitud del trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de $1/299792458$ de segundo (1983)
Masa	kilogramo	kg	masa que se obtiene al fijar el valor de la constante de Planck en $6,62607015 \times 10^{-34} \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$ (2019)
Tiempo	segundo	s	tiempo que le toma al cesio oscilar 9192631770 veces (2019)
Intensidad eléctrica	Amperio	A	se define al fijar el valor numérico de la carga elemental, e , en $1,602176\ 634 \times 10^{-19}$, cuando se expresa en la unidad C, igual a $\text{A} \cdot \text{s}$, donde el segundo se define en función de la frecuencia de la transición hiperfina del estado fundamental no perturbado del átomo de cesio 133, $\Delta\nu_{\text{Cs}}$ (2019)
Temperatura	Kelvin	K	cambio de temperatura termodinámica T que equivale a un cambio en la energía térmica $k \cdot T$ de $1,380649 \times 10^{-23}$ julios (2019)
Intensidad luminosa	Candela	cd	intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite radiación monocromática a una frecuencia de 540×10^{12} hertz y que tiene una intensidad radiante en esa dirección de $1/683$ watt por estereorradián (2019)
Cantidad de sustancia	mol	mol	cantidad de materia. Un mol contiene exactamente $6,022140\ 76 \times 10^{23}$ entidades elementales. Este número es la constante de Avogadro, N_A , cuando se expresa en mol^{-1} , y se llama número de Avogadro (2019)

Es cotidiano observar que no siempre se utiliza la misma magnitud cuando se expresa una medida de cualquier variable. Esto es porque para expresar cantidades grandes o pequeñas usamos múltiplos y submúltiplos, respectivamente, de la unidad principal. Esto es útil para trabajar con cantidades que sean más sencillas para la realización de cálculos. Las unidades se obtienen así anteponiendo un prefijo a la unidad principal.

Tabla A1.2. Prefijos de los múltiplos y submúltiplos.

Múltiplo o submúltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{24}	yotta	Y
10^{21}	zetta	Z
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da
1	(unidad) (gramo, litro, etc.)	-
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	Yocto	y

Junto con las unidades principales tenemos unidades secundarias. Estas unidades se forman por la combinación de las unidades principales.

Tabla A1.3. Magnitudes físicas comunes.

Nombre de la unidad	Dimensión	Símbolo de la unidad	Definición en unidades básicas
Newton	Fuerza	N	kg m s^{-2}
Pascal	Presión	Pa	N m^{-2}
Joule	Energía	J	$\text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}$
Watt	Potencia	W	J s^{-1}
Hertz	Frecuencia	Hz	s^{-1} (ciclos por segundos)
Coulomb	Carga eléctrica	C	A s

Al leer la última columna de la Tabla A1.3. es importante advertir que los exponentes negativos representan “división” por dicha unidad a la potencia indicada pero positiva. Ejemplo: $\text{s}^{-2} = 1/\text{s}^2$.

Tabla A1.4. Magnitudes físicas.

Nombre	Magnitud	Símbolo
Metro cuadrado	Superficie	m^2
Metro cúbico	Volumen	m^3
Metro por segundo	Velocidad	m/s
Metro por segundo cuadrado	Aceleración	m/s^2
Kilogramo por metro cúbico	Masa en volumen	kg/m^3

La capacidad se mide en unidades de litros (L), mililitros (mL), microlitros (μL) y, algunas veces, en nanolitros (nL). El litro se puede relacionar con las unidades de volumen (metro cúbico). Se pueden considerar como equivalencias entre ambos: $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$, o 1 dm^3 . El mililitro se define como 10^{-6} m^3 , o 1 cm^3 .

Existen otras unidades que se utilizan con frecuencia y no corresponden al Sistema Internacional y que podemos definir en términos SI. Algunos ejemplos se presentan en la Tabla A1.5.

Tabla A1.5. Magnitudes de sistemas diferentes.

Nombre de la unidad	Cantidad física	Símbolo	Equivalencia a unidades SI
Pulgada	Longitud	pulg	$2,54 \times 10^{-2} \text{ m}$
Atmósfera	Presión	atm	760 mmHg
mm de mercurio	Presión	mmHg	$0,13332 \text{ N/m}^2 (\text{Pa})$
Caloría	Energía	cal	$4,184 \text{ J}$

El *Angstrom* (\AA) es una unidad que no pertenece al SI, pero que es utilizada ampliamente para expresar la longitud de onda de radiación de alta energía, como los rayos X ($1 \text{ \AA} = 0,1 \text{ nm} = 10^{-10} \text{ m}$). Entonces, la radiación X típica se encuentra en el intervalo de 0,1 a 10 \AA .

A1.1. Capacidad y volumen

Aunque ambos términos son utilizados indistintamente, representan situaciones físicas diferentes. La **capacidad** indica cuánto puede contener o guardar un objeto/recipiente. Generalmente se expresa en litros (L) y mililitros (mL). En tanto que el **volumen** indica cuánto espacio ocupa un objeto. Generalmente se expresa en metros cúbicos (m^3) y centímetros cúbicos (cm^3).

Es posible cambiar de una magnitud a la otra usando la equivalencia $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$.

A1.2. Peso y masa

Actividad 1

Si una persona está en la Tierra o en la Luna, ¿variará su masa? Y su peso, ¿variará o no?

.....
.....
.....

La **masa** de un cuerpo es una propiedad intrínseca del mismo, *es la cantidad de materia, independiente de la intensidad del campo gravitatorio y de cualquier otro efecto*. En el SI su unidad es el kg. Representa la inercia o resistencia del cuerpo a la aceleración, además de hacerla sensible a los efectos de los campos gravitatorios.

El **peso** de un cuerpo no es una propiedad intrínseca del mismo, ya que *depende de la intensidad del campo gravitatorio en el lugar del espacio ocupado por el cuerpo*. Ejemplo: una persona de 60 kg de masa, pesa 588,34 N (60 kgf) en la superficie de la tierra; pero, la misma persona, en la superficie de la luna pesaría

sólo 98,05 N (10 kgf); sin embargo, su masa seguirá siendo de 60 kg.

*PESO (P) se refiere a la fuerza con que un objeto es atraído por la Tierra.
MASA (m) es la cantidad de materia con que está constituido dicho cuerpo.*

Entonces la masa es una magnitud extensiva, ya que depende de la cantidad de materia.

Estas dos variables son a menudo utilizadas indistintamente, aunque conceptualmente esto es incorrecto. La masa es una propiedad que no depende de factores externos al objeto, mientras que el peso sí lo es. Sin embargo, existe una relación directamente proporcional entre el peso y la masa:

$$P = m \times g$$

donde $g = 9,82 \text{ m/s}^2$, es *aceleración de la gravedad y actúa como constante de proporcionalidad* (varía ligeramente de un lugar a otro de la Tierra).

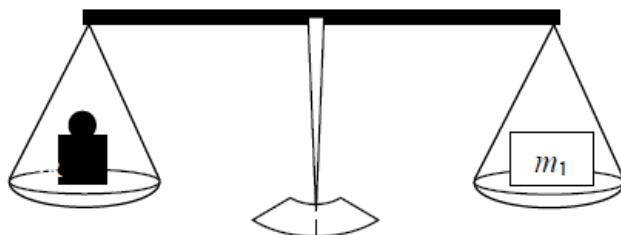
Cuando 1 kg masa es atraído por la fuerza de la gravedad normal 9,82 m/s² tenemos por definición 1 kg fuerza (peso) que es lo medible. En otro cuerpo celeste esta constante tendrá otro valor. Por ejemplo, en la Luna la aceleración de la gravedad es aproximadamente igual a la sexta parte de la aceleración de la gravedad de la Tierra.

Hasta aquí hemos definido las propiedades masa y peso. Ahora veremos los procedimientos que nos permiten determinar sus valores.

✚ **Pesar** significa determinar la masa de un objeto por medio de una balanza o de otro instrumento equivalente. En la práctica, esta medición implica comparar la masa del objeto en cuestión con una masa conocida.

✚ **Medir** el peso de un objeto, que no es lo mismo que pesar, implica determinar la fuerza con que el mismo es atraído por un cuerpo celeste, habitualmente la Tierra. Esto puede realizarse utilizando un dinamómetro, instrumento que se basa en el estiramiento de un resorte.

Analice la siguiente situación: considere que un cuerpo con masa m_1 se coloca en una balanza de dos platillos con brazos iguales. Para pesar este cuerpo debemos colocar en el otro platillo cuerpos con una masa total conocida m_R (pesas de referencia) hasta que los dos platillos queden a la misma altura, lo cual se indica por la aguja vertical de la balanza según la siguiente figura:



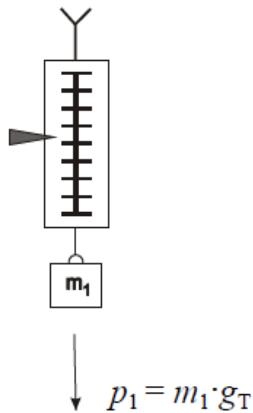
Esto implica que el peso del cuerpo considerado (p_1) es igual al peso total de las pesas de referencia (p_R):

$$p_1 = p_R$$
$$m_1 \times g_T = m_R \times g_T$$

siendo g_T la aceleración de la gravedad en la Tierra. Cancelando g_T en ambos miembros encontramos que:

$$m_1 = m_R$$

Si ahora colgamos el mismo cuerpo de masa m_1 de un dinamómetro podemos determinar el peso del cuerpo dependiendo de cuánto se estire el resorte.



Suponga ahora que realizamos estas mediciones sobre la superficie de la Luna. Cuando colocamos el cuerpo de masa m_1 y las pesas de referencia en la balanza, los platillos quedarán otra vez a la misma altura puesto que ambos son atraídos por la Luna con la misma fuerza. Esto es:

$$\mathbf{p_{1,L} = p_{R,L}}$$

$$\mathbf{m_1 \times g_L = m_R \times g_L}$$

donde el subíndice L se refiere a la Luna. Entonces:

$$\mathbf{m_1 = m_R}$$

Por lo tanto, las masas determinadas en la Tierra y en la Luna son iguales.

¿Qué pasa con la medida hecha con el dinamómetro? Como el dinamómetro determina la fuerza de atracción en forma absoluta, es decir, sin comparar masas, la fuerza de atracción estará dada por:

$$\mathbf{p_{1,L} = m_1 \times g_L}$$

Si despejamos m_1 de la expresión del peso en la Tierra y lo reemplazamos en esta última:

$$p_{1,L} = p_1 \frac{g_L}{g_T}$$

Considerando que $g_L < g_T$, podemos concluir que el peso en la Luna es menor que en la Tierra.

Actividad 2

Calcule el peso de un astronauta en la Tierra y en la Luna, sabiendo que su masa es igual a 150 kg (dato: $g_L = 1,6249 \text{ m s}^{-2}$).

Como vimos anteriormente, las propiedades intensivas son más apropiadas para caracterizar una sustancia. La densidad y el peso específico son dos propiedades intensivas que pueden relacionarse con la masa y el peso, respectivamente, y que son de gran utilidad para los químicos.

A1.3. Densidad y peso específico

Ahora estamos en condiciones de preguntarnos: ¿el peso de un cuerpo es una propiedad que sirve para caracterizar la sustancia de la que está compuesto?

Es habitual escuchar que el plomo “es muy pesado”, más pesado que el hierro, y que éste lo es más que la madera. La madera flota en el agua, pero el hierro no flota, se hunde. Sin embargo, considerando el significado estricto de las palabras utilizadas, un objeto A es más pesado que uno B sólo si su peso es mayor.

Desde este punto de vista, es incorrecto decir “el plomo es más pesado que el hierro”, ya que un tornillo grande de hierro puede pesar mucho más que un pequeño remache de plomo puesto que el peso es una magnitud extensiva. Por esto, su valor se refiere a un cuerpo particular y no sirve para calificar a la sustancia de la que está constituido. No tiene sentido el concepto de “el peso del plomo”. Tendría sentido “el peso de tal cuerpo de plomo”. Sin embargo, algo quieren indicar las personas que dicen “el hierro se hunde en el agua porque el hierro es más pesado que el agua”, sólo que no es la forma correcta de expresarlo.

Actividad 3

- 1) ¿Ha comprobado que un cuerpo macizo de hierro arrojado al agua se hunde? ¿Siempre?
- 2) ¿Qué piensa de la explicación: “eso ocurre porque el hierro es más pesado que el agua”?
- 3) ¿Qué concepto correcto sugeriría para reemplazar al de “peso del hierro” en la explicación anterior?
- 4) ¿Cómo se explica el hundimiento del hierro mientras que la madera flota en el agua?
- 5) ¿Por qué un barco no se hunde?

Actividad 4

En la siguiente tabla se informan los volúmenes y masas de diferentes cuerpos de hierro. Complete las columnas en blanco (dato: $N = \text{kg m s}^{-2}$).

Volumen (m^3)	Masa (kg)	Peso (N)	Peso/Volumen (N/m^3)
$1,00 \times 10^{-5}$	0,0786		
$2,00 \times 10^{-5}$	0,1572		
$3,00 \times 10^{-5}$	0,2358		
$4,00 \times 10^{-5}$	0,3144		
$5,00 \times 10^{-5}$	0,3930		

Analice el significado del cociente Peso/Volumen. ¿Se trata de una magnitud intensiva o extensiva?

Se denomina **peso específico** (p_e) al cociente:

$$p_e = p/V$$

lo cual nos indica que se trata de una propiedad intensiva del sistema, característica de la sustancia que lo compone.

Cabe aclarar que el vocablo específico se utiliza para indicar que la magnitud está referida a una cantidad determinada de materia; en este caso, el peso específico es el *peso por unidad de volumen de la sustancia dada*.

Hemos visto que el cociente entre dos propiedades extensivas, como lo son el peso y el volumen, nos da como resultado una propiedad intensiva: el peso específico. De la misma manera, si se realiza el cociente entre la masa y el volumen de un cuerpo se obtiene otra propiedad intensiva denominada densidad. Aunque toda la materia posee masa y volumen, la misma masa de sustancias diferentes ocupa distintos volúmenes. Por ejemplo, el hierro o el hormigón son pesados, mientras que la misma cantidad de goma de borrar o plástico son ligeras. La propiedad que nos permite medir cuán liviana o pesada es una sustancia recibe el nombre de densidad. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado nos parecerá.

La **densidad** (ρ) es el *cociente entre la masa de una sustancia y el volumen que esa sustancia ocupa en el espacio*. Comúnmente, se usan las unidades en el SI kg/m^3 , y también g/cm^3 .

$$\rho = m/V$$

La densidad también es una propiedad intensiva característica de la sustancia. A veces se la denomina densidad volumétrica haciendo hincapié en el concepto “por unidad de volumen”. De acuerdo con la acepción utilizada para el término específico, también es correcto, aunque poco usual, llamar a la densidad masa específica.

Resumiendo, los conceptos dados:

✚ El peso (p) de un cuerpo de una sustancia dada, aumenta proporcionalmente con el aumento de su volumen V (relación directamente proporcional), estando p y V relacionados por la constante p_e , según:

$$p = p_e \times V$$

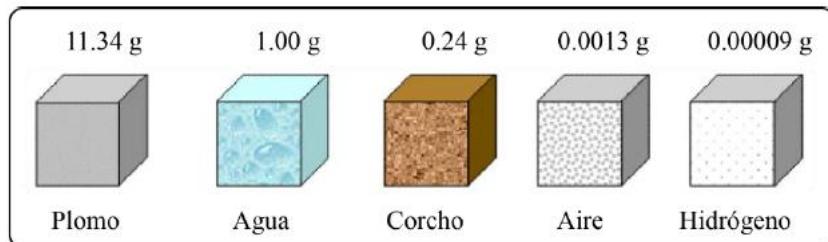
✚ La masa (m) de un cuerpo de una sustancia dada, aumenta proporcionalmente con el aumento de su volumen V (relación directamente proporcional), estando m y V relacionados por la constante ρ , según:

$$m = \rho \times V$$

Para sólidos, líquidos y gases tanto p_e como ρ son independientes de la masa, del volumen y del peso de los cuerpos; dependen sólo de la sustancia que los constituye y de las condiciones de presión y temperatura. Sin embargo, se debe tener en cuenta que, para los sólidos y líquidos, la variación con la temperatura y presión de p_e y ρ es prácticamente despreciable mientras que los gases muestran variaciones enormes en los valores de estas propiedades cuando la temperatura y la presión cambian.

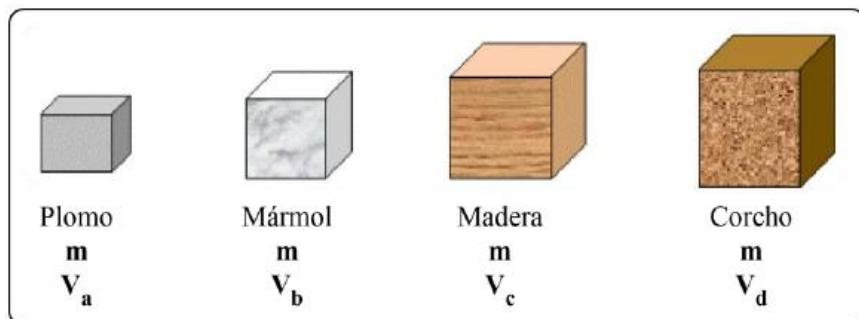
Actividad 5

Los siguientes cubos tienen el mismo volumen, pero diferentes masas. ¿Cuál es el más denso y cuál el menos denso? ¿Cuál tiene mayor peso específico y cuál menor?



Coloque imaginariamente estos cubos en un recipiente con agua, ¿cuál/es flotaría/n? Explique.

¿Qué pasaría con la densidad y con el peso específico, si tenemos ahora cubos que tienen la misma masa y diferentes volúmenes?



A1.4. Calor y temperatura

La temperatura de un cuerpo y cuánto calor gana o pierde son consideraciones importantes en diversas aplicaciones técnicas. Los términos temperatura y calor se usan frecuentemente y todos entendemos su significado general. Cuando prendemos el calefactor para calentar la casa, aumenta la temperatura; cuando ponemos algo en la heladera para enfriarlo, baja su temperatura. Sin embargo, muchas veces nos resulta difícil dar una definición precisa de estos dos términos. Por ejemplo, si usted tiene dos recipientes de agua a temperaturas suficientemente diferentes, usted podría decir cuál está más caliente o tiene una temperatura mayor tocando ambos recipientes con su mano. Note que esto es una comparación o medida relativa. Usted está comparando cuán caliente o fría está el agua en los recipientes relativo a la temperatura de su mano. Por lo tanto, podemos decir que la **temperatura** es una medida de cuán caliente o frío está un cuerpo.

La temperatura es una magnitud física que expresa la diferencia de calor entre dos sistemas materiales, donde uno de ellos es tomado como referencia.

Sabemos que el calor está asociado a la transferencia de energía. Cuando ponemos la mano en un recipiente con agua, la mano siente frío o calor cuando la energía es transferida desde la mano o hacia ella, respectivamente. De esta manera podemos decir que:

El calor es la cantidad de energía transferida desde un cuerpo a otro a causa de una diferencia de temperatura.

Esta transferencia de energía ocurre hasta que las temperaturas de ambos cuerpos se igualan. A este estado se lo denomina equilibrio térmico. Una misma cantidad de calor calentará mucho más un cuerpo pequeño que un cuerpo grande, o sea, la variación de temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrada o recibida. Ejemplo: La temperatura de un vaso de agua puede ser la misma que la temperatura de un balde de agua, pero el balde, al ser más grande, tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total.

Es importante entender la diferencia entre energía térmica y calor. La **energía térmica** está contenida en los cuerpos mientras que el **calor** es una forma de transferencia de energía entre los cuerpos. Comúnmente se habla de “flujo de calor” del objeto caliente al objeto frío. A pesar de que el término calor en sí mismo implica transferencia de energía. Por costumbre se utilizan términos como “calor absorbido” o “calor liberado” para describir los cambios energéticos que ocurren durante un proceso.

Podemos expresar la energía y el calor en calorías, cuyo símbolo es cal. Una caloría es la energía que se requiere para elevar de 14,5 °C a 15,5 °C la temperatura de 1,00 g de agua y es, aproximadamente, la energía que proporciona un fósforo. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado que se abandone la caloría como unidad de energía y se utilice el Joule (J), que es la unidad correspondiente en el S.I. La relación entre ellas es: 1 cal = 4,184 J

¿Cómo medimos la temperatura de un sistema?

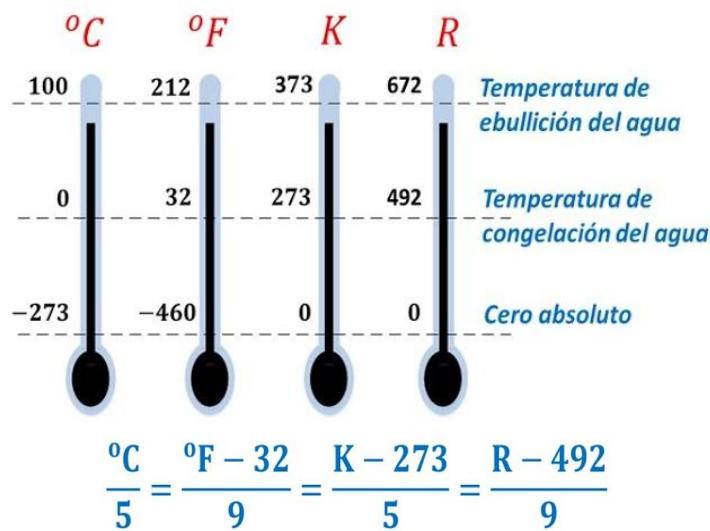


Figura A1.1. Escalas de temperatura.

([conversiones \(Escalas de temperatura, conversiones de temperaturas y deducción de fórmulas\)](#), 2025)

Para medir la temperatura existen varias **escalas termométricas**. La más empleada en Europa y Latinoamérica es la **escala centígrada o Celsius**, inventada por el astrónomo sueco Anders Celsius. En los países anglosajones la escala más común es la **escala Fahrenheit**. En la Figura A1.1. se esquematiza el cambio entre las escalas mencionadas.

En la escala Celsius, el agua se congela a 0 °C y entra en ebullición a 100 °C. Otra escala es la **Kelvin o absoluta** es la misma escala centígrada pero desplazada -273 °C. Esto hace que en la escala Kelvin no haya valores de temperatura negativos, es decir cero Kelvin es la menor temperatura alcanzable.

La medida de la temperatura se realiza con **termómetros**. Estos llevan un indicador y una escala. Se ponen en contacto con el cuerpo cuya temperatura se desea conocer y, tras unos instantes, se mira la escala. El termómetro más habitual es el de mercurio que consisten en un tubo delgado que contiene el metal. Al calentarse o enfriarse, el mercurio se dilata o se contrae ascendiendo o descendiendo por el tubo. El nivel que alcanze indica la temperatura deseada.

¿Cómo se construye la escala de ese termómetro?

Para comenzar debemos considerar que la sustancia que se usa dentro del termómetro tiene la propiedad de expandirse o contraerse al cambiar su temperatura, lo cual resulta en un cambio en la altura del líquido dentro del capilar del termómetro. Entonces, para establecer esta escala de temperatura necesitamos dibujar marcas sobre el termómetro y subdivisiones entre ellas dependiendo de la altura del nivel del líquido dentro del capilar. Diversas escalas de temperatura asignan valores diferentes a estas marcas en la escala.

A.2. CONSIDERACIONES MATEMÁTICAS

A.2.1. Redondeo

Tabla A.2.1. Como redondeamos: cifras significativas.

¿Cuántas cifras debemos tener en este curso en las medidas siguientes?

$6,405 \times 10^{-10}$ g	Menor a 0,1 – 3 decimales
0,032 m ³	0,1 a 1 – 3 decimales
24,03 lt	1 a 99 – 2 decimales
160,1 kg	99 a 999 – 1 decimal
8754 m ³	Mayor a 999 – entero

Si el número que sigue al último dígito es menor a 5 el último dígito se conserva.

Si el número que lo sigue es mayor a 5 el último dígito se aumenta en uno.

A.2.2. Notación científica

La **notación científica**, también denominada **patrón o notación en forma exponencial**, es una forma de escribir los números que acomoda valores demasiado grandes (100000000000) o pequeños (0,00000000001) para ser escritos de manera convencional. El uso de esta notación se basa en potencias de 10. Un número escrito en notación científica sigue el siguiente patrón:

$$m \times 10^e$$

El número *m* es la *mantisa* y *e* es el *orden de magnitud*. La mantisa, en módulo, debe ser mayor que o igual a 1 y menor que 10, y el orden de magnitud, dada como exponente, es el número que más varía conforme al valor absoluto.

Los múltiplos de diez pueden representarse expresando diez elevado a una potencia (exponente positiva). Ejemplo:

$$100 = 10 \times 10 = 10^2$$
$$1000 = 10 \times 10 \times 10 = 10^3$$

Las fracciones de diez (submúltiplos) se representan en forma semejante con la diferencia que el exponente es negativo. Por ejemplo:

$$\begin{aligned}1/10 &= 0,1 = 10^{-1} \\1/100 &= 0,01 = 10^{-2}\end{aligned}$$

La notación científica se construye de la siguiente manera:

$$756432,12 = 75643,212 \times 10^1 = 7564,3212 \times 10^2 = 756,43212 \times 10^3 = 75,643212 \times 10^4 = 7,5643212 \times 10^5$$

$$0,0000000475 = 0,000000475 \times 10^{-1} = 0,00000475 \times 10^{-2} = 0,0000475 \times 10^{-3} = 0,000475 \times 10^{-4} = 0,00475 \times 10^{-5} = \\0,0475 \times 10^{-6} = 0,475 \times 10^{-7} = 4,75 \times 10^{-8}$$

ANEXO 1: GUÍA DE PROBLEMAS

Magnitudes y unidades

Masa

$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$
tonelada t	quintal q	miriagramo mag	kilogramo kg	hectogramo hg	decagramo dag	gramo g	decigramo dg	centigramo cg	miligramo mg
$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$

Longitud

$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$
miriámetro mam	kilómetro km	hectómetro hm	decámetro dam	metro m	decímetro dm	centímetro cm	milímetro mm
$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$	$\times 10$

Superficie

$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$
miriámetro cuadrado mam²	kilómetro cuadrado km²	hectómetro cuadrado hm²	decámetro cuadrado dam²	metro cuadrado m²	decímetro cuadrado dm²	centímetro cuadrado cm²	milímetro cuadrado mm²
$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$	$\times 100$

Volumen

$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$
miriámetro cúbico mam³	kilómetro cúbico km³	hectómetro cúbico hm³	decámetro cúbico dam³	metro cúbico m³	decímetro cúbico dm³	centímetro cúbico cm³	milímetro cúbico mm³
$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$	$\times 1.000$

Volumen y Capacidad: equivalencias

	mL	L	cm³	m³
1 mL	1	0,001	1	0,000001
1 L	1.000	1	1.000	0,001
1 cm ³	1	0,001	1	0,000001
1 m ³	1.000.000	1.000	1.000.000	1

Tiempo

1 semana = 7 días

1 día = 24 horas

1 h = 60 min = 3600 s

1 min = 60 s

1- Exprese las siguientes cantidades en metros:

a) 2 km b) 3,5 dam c) 1,8 dm d) 1/4 hm e) 42 mm f) 0,09 cm

2- Exprese las siguientes cantidades en g:

a) 254 hg b) 345 dg c) 0,0000176 kg d) 3,98 mg e) 3,5 dag f) 25,5 mag

3- Exprese las siguientes cantidades en mm^2 :

a) 15,50 cm^2 b) $\frac{3}{4} \text{ dm}^2$ c) 0,01 m^2 d) 17,50 dam^2 e) 2,45 km^2 f) 0,0025 hm^2

4- ¿Qué volumen hay que agregar a las siguientes cantidades para obtener 10 litros?

a) 2,74 dm^3 b) 162 mL c) 4 L d) 445 mm^3

5. Exprese las siguientes cantidades en cm^3 :

a) 1,305 m^3 b) 425 mm^3 c) 0,125 km^3 d) 2,50 dam^3 e) 0,00024 hm^3 f) 12,5 dm^3

6- Si se informa que de los 82,25 dm de cinta de magnesio (Mg) recibidos se han usado 12,05 cm. Calcule la longitud de cinta que queda y exprese el resultado en m, cm y mm.

7- Exprese la distancia existente entre el sol y la tierra (150.000.000 km) en m y dam.

8- Exprese el radio del ion sodio (0,097 nm) en pm, cm y Å.

(Recuerda: 1 Angstrom = 1 Å = $10^{-10} \text{ m} = 0,0000000001 \text{ m}$)

9- Las dimensiones de un campo son 3,5 hm de largo por 200 m de ancho.

a) Exprese la superficie de este en m^2 .

b) Sabiendo que una hectárea (ha) es igual a 10000 m^2 , exprese el resultado en ha.

10- El punto de ebullición del nitrógeno líquido es de $-195,8^\circ\text{C}$, el punto de fusión normal del helio es $2,2^\circ\text{C}$; una temperatura ambiente confortable es 295 K; la superficie del Sol está a una temperatura en torno a los 6.000 K; el interior de una estrella está a una temperatura de alrededor de diez millones de K. Expresar estas temperaturas en la escala Celsius.

11- La luz de una estrella tarda 4 años, 2 meses y 12 días en llegar a la tierra: ¿Cuántas horas y minutos tardará en llegar? (Suponga meses de 30 días y año de 365 días)

12- Una canilla gotea a razón de 50 gotas por minuto. Sabiendo que 20 gotas son 1 mL. ¿Cuántos litros de agua se pierde por mes en esa canilla?

13- Una hormiga recorre 270 mm en 1 minuto. ¿Cuántos metros, decímetros y centímetros recorrerá en 1 día?

14- El tanque de agua de la escuela tiene 1,5 m de lado, por 1,8 m en su otro lado y 0,9 m de alto. ¿Cuántos litros de agua puede contener? ¿Cuántos centímetros cúbicos son?

15- Un camión carga $8,15 \times 10^3$ kilos. ¿Cuántos gramos son?

16- Las cañerías de Obras Sanitarias entregan $4,5 \text{ m}^3$ de agua potable por minuto. Sabiendo que cada habitante consume 50 litros por día. ¿Para cuántos habitantes alcanzará?

17- Si tenemos que envasar 150 g de cal por bolsita y disponemos un contenedor con 3 Ton (toneladas) de dicha cal. ¿Cuántas pesadas haremos?

18- Tenemos un envase con 18 L de un reactivo químico que debemos reducir a 550 dosis. ¿Cuántos mililitros tendrán cada dosis?

19- Necesitamos 2,130 L de agua salada para realizar una reacción y sabemos que tiene una densidad de 1,15 g/mL, pero solo disponemos de una balanza. ¿Cuántos gramos debemos pesar?

20- Un bidón de 15 dm³ neto de agua mineral está a punto de vaciarse. Medimos el total del agua residual que es 170 cm³. ¿Cuántos gramos hemos consumido previamente, sabiendo que su densidad es de 1,009 g/mL?

21- Efectuar las siguientes conversiones:

7,4 m = _____ cm	0,1 L = _____ mL	922 mL = _____ L
433 m = _____ km	2,2 kg = _____ g	5,99 kg = _____ g
13687 m = _____ km	1,26 kg = _____ g	25,9 L = _____ mL
4,67 cm = _____ mm	585 g = _____ kg	1848 g = _____ kg
7560 km = _____ mm	1798 mL = _____ L	0,5 kg = _____ g
69 cg = _____ dg	1834 g = _____ kg	18,9 L = _____ mL
2,29 kg = _____ g	10,3 kg = _____ g	634 g = _____ kg
13 mm = _____ cm	0,24 L = _____ mL	18.140 mag = _____ Tg
2,3 kg = _____ g	2.500 µm = _____ mm	0,0325 mm = _____ nm
0,0000053 mam = _____ km	30 hL = _____ daL	80 dm = _____ µm

22- Realiza las siguientes conversiones de superficie:

174.900 µm ² = _____ mm ²	675 nm ² = _____ cm ²
8.130 cm ² = _____ m ²	389 cm ² = _____ m ²
467 mm ² = _____ cm ²	14.534 m ² = _____ km ²
2,3 m ² = _____ cm ²	3,67 cm ² = _____ mm ²
3,3 km ² = _____ hm ²	4 540 km ² = _____ Mm ²

23- Realizar las siguientes conversiones de volumen:

12.014 682 m ³ = _____ km ³	250 mm ³ = _____ cm ³
6,67 cm ³ = _____ mm ³	3,5 dam ³ = _____ m ³
120.345.546 km ³ = _____ mam ³	76 m ³ = _____ cm ³
69 cm ³ = _____ dm ³	250 cm ³ = _____ dm ³
2.950 cm ³ = _____ dm ³	3,55 mm ³ = _____ pm ³
13 cm ³ = _____ mm ³	51.356 m ³ = _____ dm ³

24- Realizar las conversiones entre capacidad y volumen: (Recuerda: 1 cm³ = 1 mL; y que 1 L = 1 dm³)

1.000 cm ³ = _____ mL	2.500 mL = _____ dm ³
0,5 L = _____ cm ³	50 dL = _____ dm ³
250 mL = _____ dm ³	750 cm ³ = _____ L

25- Pedro preparó 14 L de limonada para una fiesta. Sus invitados se tomaron 9500 mL de la limonada. ¿Cuántos litros le sobraron a Pedro?

26- Un señor viaja en avión desde su país hasta Sudáfrica, recorre 1,87 mam. Luego, desde el aeropuerto, toma un micro hasta la esquina del hotel y recorre 3,85 km. Finalmente camina 6500 cm. desde la parada hasta el lobby del hotel. ¿Qué distancia recorrió en total?

27- a) Si el m^2 de terreno vale 1,5 pesos, ¿cuántos pesos vale comprar un campo de 150 ha?

b) La provincia de San Luis tiene 76.748 km^2 . ¿Cuántas hectáreas son?

28- Si la densidad del agua es de 1000 kg/m^3 . ¿Qué densidad tendrá un vaso que contiene 250 cm^3 de agua? ¿Qué masa tendrá esos 250 cm^3 ?

29- Sabiendo que la densidad del agua es de 1 g/cm^3 y la del aceite 0,7 g/cm^3 . Indica si son ciertas, las siguientes afirmaciones:

- a) 1 cm^3 de agua tiene una masa de 1 g.
- b) 1 cm^3 de agua tiene igual masa que 1 cm^3 de aceite.
- c) 1 cm^3 de aceite tiene una masa de 1 g.

30- Simplificar la siguiente expresión usando notación científica:

$$E = (0,6 \times 4,02 \times 0,5) / (40,2 \times 0,2)$$

31- La notación científica de los números 0,00405 y 24808 son respectivamente:

- a) $4,5 \times 10^{-3}$ y $2,48 \times 10^4$
- b) $4,05 \times 10^{-5}$ y $2,4808 \times 10^4$
- c) $0,405 \times 10^{-2}$ y $2,48 \times 10^5$
- d) $4,05 \times 10^{-3}$ y $2,4808 \times 10^4$
- e) $4,05 \times 10^{-4}$ y $2,4808 \times 10^5$

ANEXO 2

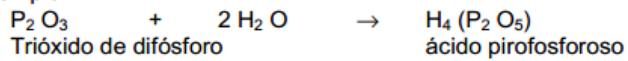
FORMULACIÓN

En este anexo se presenta información importante para la formulación de los diferentes compuestos estudiados.

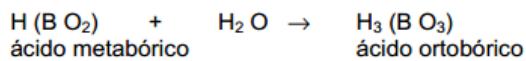
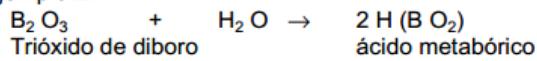
Ya se ha estudiado que estos compuestos ternarios están formados por un no metal, el oxígeno y el hidrógeno. Además, estudiamos que para su formulación ocurría una reacción entre el óxido no metálico y el agua. Ahora veremos que podemos clasificarlos en metaácidos, piroácidos y ortoácidos, según el grado de hidratación del óxido del que provienen.

- ↳ Los **metaácidos** se obtienen sumando una molécula de agua al óxido ácido (menor grado de hidratación). Por ejemplo: óxidos de B (+3), Si (+4), P(+3 y +5), As ((+3 y + 5), Sb (+3 y +5).
- ↳ Los **piroácidos** se obtienen sumando dos moléculas de agua (grado de hidratación intermedio). Por ejemplo: óxidos de P, As y Sb con número de oxidación +3 y +5).
- ↳ Los **ortoácidos** se formulan sumando tres moléculas de agua (mayor grado de hidratación) o sumando una molécula de agua al metaácido. Por ejemplo: metaácidos de B, Si, P, As y Sb.

Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



Cuando formulamos sales vimos que podíamos tener sales neutras, ácidas, básicas y dobles. Es importante observar y recordar que:

- ↳ Ácidos con un solo protón (monopróticos) no dan sales ácidas.
- ↳ Ácidos con dos protones (dipróticos) no dan sales diácidas.
- ↳ Ácidos con tres protones (tripróticos) no dan sales triácidas. Hidróxidos con un solo hidroxilo no dan sales básicas.
- ↳ Hidróxidos con dos hidroxilos no dan sales dibásicas.
- ↳ Hidróxidos con tres hidroxilos no dan sales trisbásicas.

💡 Hidroxidos con tres hidroxilos no dan sales tribásicas. Y esto es porque siempre en la formulación de la sal se obtiene también agua, que se forma con el aporte de los protones del ácido y los hidroxilos de la base. Recuerde al formular escribir los dos productos de reacción.

En la formulación de los distintos compuestos tuvimos en cuenta si los elementos químicos eran metales y no metales para saber que tipo de compuestos era posible obtener. Existen algunos elementos que pueden presentar ambos comportamientos, como metales con sus menores números de oxidación y como no metales con sus números más altos. Estos elementos se denominan *anfóteros*.

Elemento		Nº de oxidación	
Símbolo	Nombre	Comportamiento metálico	Comportamiento no metálico
Bi	bismuto	+3	+5
Mn	manganeso	+2 ; +3	+4 ; +6 ; +7
Cr	cromo	+2 ; + 3	+3 ; +6
Ti	titanio	+3	+4
V	vanadio	+2 ; +3	+5
Mo	molibdeno	+2 ; +3	+6