



Introducción a las Ciencias Naturales

2008

Autores:

Dra Norma Graciela Valente

Bioq. Susana Ruth Valdez

PRÓLOGO

El presente cuadernillo surge de la experiencia adquirida a partir de nuestra participación en el dictado de cursos de ingreso en Química para distintas carreras y tiene como objetivo ofrecer a los futuros alumnos ingresantes un material de estudio que cuente con los conceptos básicos y elementales de Química, tratados de manera tal que puedan ser asimilados y comprendidos a través de un estudio organizado y razonado. Forma parte del material preparado por la cátedra Química General del Instituto de Ciencias Básicas sobre “Introducción a la Química”.

Los temas de esta guía han sido seleccionados de acuerdo a los contenidos específicos de “Introducción a las Ciencias Naturales” del curso de ingreso del Instituto de Ciencias Básicas.

Agradecemos a la **Lic. Patricia Barrera**, quien preparó e incorporó a este cuadernillo, el tema “*Sistema de mediciones, magnitudes y unidades*”.

A los estudiantes, sólo nos resta brindarles la bienvenida y augurarles éxitos en esta etapa que comienza.

Dra. Graciela Valente

Bqca. Susana Valdez

Docentes del Curso

Lic. Patricia Barrera
Sr. Esteban Lozano

Bibliografía

- Bibliografía de Química utilizada en el nivel medio.
- Chang Raymond. *Química*. México 1993. 4^a Edición. Ed. Mc Graw Hill (**Capítulos 1, 2, 3 y 4**)
- Whitten K, Gailey K., Davis R. *Química General*. México 1996. 3^a Edición. Ed. Mc Graw Hill. (**Capítulos 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 9**)

Contenidos Temáticos del Módulo *Introducción a las Ciencias Naturales.*

La ciencia, introducción al método científico. Matemática, Química, Física y Biología su campo de estudio, métodos y aplicaciones.

Magnitudes físicas: longitud, intervalo de tiempo, masa.

Unidades de medida: definición, estándares primarios, Sistema Internacional (SI), unidades, múltiplos y submúltiplos, notación científica.

Ejemplos de diferentes escalas de masa (electrón, ..., universo), tiempo (vibraciones nucleares, ..., edad del universo) y longitud (diámetro del protón, ..., fronteras del universo).

Conceptos de materia, cuerpo, sustancia. Estado de agregación de la materia. Cambios de estado de la materia.

Propiedades de la materia: extensivas e intensivas, físicas y químicas.

Sistemas materiales: heterogéneos y homogéneos. Métodos de separación de sistemas materiales. Sustancias simples y compuestas. Elementos y símbolos.

Átomos y moléculas. Masa atómica y molecular. Concepto de mol. Composición centesimal. Cálculo de fórmula mínima y molecular.

Estructura de los átomos. Partículas fundamentales (protón, neutrón y electrón). Número atómico. Número másico.

Concepto de Isótopos.

Tabla periódica: grupos y períodos. Elementos representativos, de transición, de transición interna, gases inertes.

Propiedades periódicas (electronegatividad).

Enlaces químicos: Teoría del octeto de Lewis. Uniones covalentes, iónicas y puentes de hidrógeno.

Número de oxidación. Formulación de compuestos químicos y nomenclatura. (óxidos, hidruros, hidróxidos o bases, ácidos y sales. Reacciones y ecuaciones químicas. Clasificación general de las reacciones químicas (síntesis o composición, descomposición, desplazamiento, reversibles e irreversibles, exotérmicas y endotérmicas).

UNIDAD I. CONCEPTOS FUNDAMENTALES

INTRODUCCIÓN

La química permite obtener un entendimiento importante del mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia eminentemente práctica que ha tenido una influencia enorme sobre nuestra vida diaria.

Por medio del empleo de la química se han logrado importantes avances tecnológicos para mejorar la calidad de vida del hombre. Se han descubierto sustancias farmacéuticas que fortalecen la salud. Se ha aumentado la producción de alimentos mediante el desarrollo de fertilizantes y plaguicidas. Han sido creados plásticos y otros materiales que se utilizan en gran parte de las actividades humanas. Desafortunadamente, algunos productos químicos también pueden dañar la salud o el ambiente, por lo cual como ciudadanos educados y además consumidores, es deber conocer y entender, los profundos efectos, tanto positivos como negativos, que las sustancias químicas ejercen sobre nuestra vida, y en consecuencia, establecer un equilibrio informado en cuanto a su uso.

Cuando la química investiga la realidad en procura de nuevos conocimientos se comporta como una ciencia pura. En tanto que, si persigue fines utilitarios aprovechando los conocimientos para beneficio de la humanidad, se convierte en una ciencia aplicada.

La química, por su propia naturaleza, se considera una ciencia central, puesto que puede relacionarse con varias disciplinas. Así, de la interacción con la física surge la fisicoquímica, con la geología y la mineralogía la geoquímica, con la biología, zoología y botánica, se da lugar a la bioquímica, etc.

Como resultado de la gran extensión y diversidad que presenta esta ciencia, es que se han establecido algunas divisiones básicas, muy relacionadas entre sí:

- Química Orgánica:** Estudia primordialmente los compuestos del carbono, muchos de los cuales se obtienen a partir de sustancias naturales. Un aspecto muy importante es la creación de compuestos

sintéticos cuyas propiedades se desconocen antes de obtenerlos, para luego ser caracterizados y aplicados.

- Química Inorgánica:** Trata sobre el estudio de todos los elementos y sus compuestos. Metales y no metales, formas simples y complejas. Estructura, propiedades y aplicaciones.
- Físicoquímica:** Estudia el equilibrio y la termodinámica de las reacciones químicas, la energía asociada a las mismas, la estructura de las moléculas y las propiedades espectroscópicas.
- Química Analítica:** Consiste en el estudio de los métodos que sirven para determinar la composición química de las sustancias y de sus mezclas. El análisis puede ser cualitativo y/o cuantitativo, el primero determina cuáles son los componentes presentes en una muestra y, el segundo, las cantidades relativas de cada uno de ellos.

Al estudiar química, se aprenderá a utilizar un potente lenguaje y las ideas que han evolucionado para describir y entender a la materia. El lenguaje de la química, constituye el lenguaje científico universal, que se emplea, además, fuera de la química. Por otra parte, el entendimiento del comportamiento de los átomos y las moléculas, permite conocer y comprender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y las ingenierías modernas.

Concepto de Química

No se conoce con certeza el origen de la palabra química, para algunos deriva de la palabra “chemia”, utilizada por los egipcios y, para otros, de palabras griegas, cuyos significados se asociaban a “infusión o mezcla”.

La química es la ciencia que estudia la materia, su estructura, sus propiedades, las transformaciones y las leyes que rigen dichas transformaciones.

Uno de los mayores atractivos de estudiar química, es ver como los principios químicos operan en todos los aspectos de la vida, desde actividades cotidianas como encender un fósforo, hasta cuestiones más trascendentes como el desarrollo de fármacos para curar diversas enfermedades.

El método científico

Es un camino idealizado o modelo para realizar investigaciones científicas.

Modelo: es una representación imaginaria que solo incorpora aquellos rasgos o datos que puedan ser útiles para describir un sistema físico real. El modelo tendrá validez si las suposiciones basadas en él corroboran los hechos experimentales.

El método científico puede dividirse en una serie de etapas que a continuación se detallan:

1-Experimentación y observación: Los experimentos que se realizan en el laboratorio tienen por objeto observar la naturaleza bajo condiciones controladas, y como consecuencia, recopilar una serie de datos. En esta etapa, la observación puede ser cualitativa o cuantitativa.

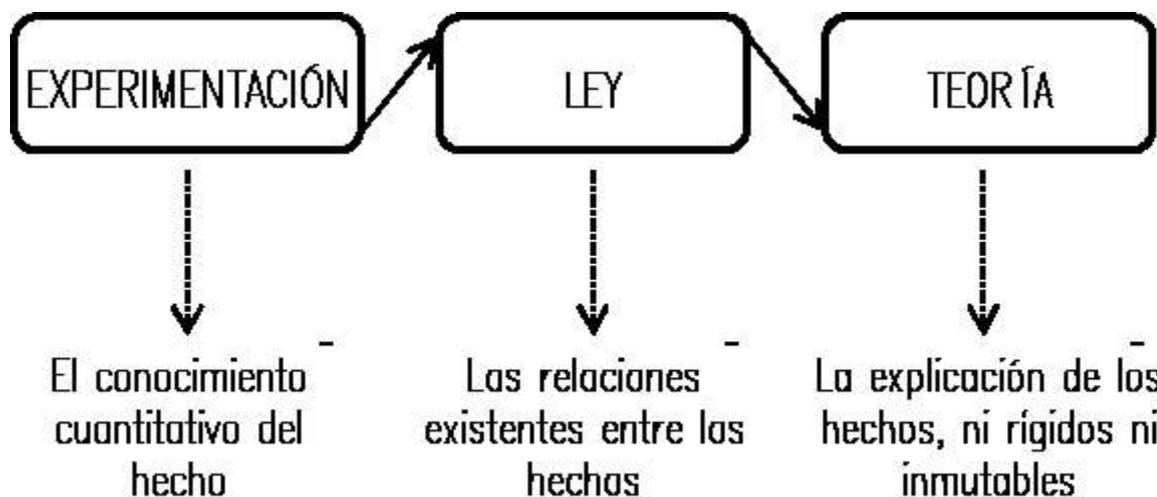
2-Verificación de datos, regularidad y formulación de leyes e hipótesis: Se realiza a través de una exhaustiva experimentación, reuniendo la mayor cantidad de información posible en forma concisa mediante las llamadas leyes, que proporcionan información para predecir el resultado de algunos experimentos no realizados.

Ley: Una ley puede ser interpretada como una sencilla observación verbal, pero generalmente es más útil representarla mediante una ecuación. Es la recopilación de una gran cantidad de información, pero no explica el por qué del comportamiento del hecho observado. El siguiente paso buscar posibles respuestas a través del enunciado de hipótesis.

3-Formulación de teorías: Cuando una hipótesis es probada experimentalmente y, si los resultados de la experimentación presentan repetitividad, dicha hipótesis pasa a ser teoría.

4-Comprobación de las teorías: Cuando experimentalmente se demuestra que una teoría es incorrecta, la misma debe ser descartada o modificada.

En síntesis, podemos describir al método científico, como una interacción de experimentos, ideas e imaginación creadora.



La ciencia se desarrolla así, a través de una constante relación entre teoría y experimentación. La química no ajena a esta situación, no habría sido posible sin una libre y espontánea comunicación de ideas y hallazgos de todos los científicos.

Manitudes físicas-Mediciones Sistema de unidades

La física, la química y otras ciencias requieren de mediciones.

La mayoría de los experimentos que se realizan en el laboratorio de química son cuantificados mediante mediciones.

Para realizar una medición debe tenerse en cuenta:

- 1- que se está midiendo**
- 2- el instrumento adecuado para la medición**
- 3- el número (cifras o dígitos) y la unidad que debe asignarse a una medida**
- 4- el grado de incertidumbre de la medición realizada.**

Magnitudes físicas:

Es todo aquello susceptible de ser medido.

Así la cantidad de materia, el intervalo de tiempo ente dos hechos sucesivos, la distancia ente dos puntos, la energía asociada a un fenómeno físico, etc.. constituyen ejemplos de magnitudes físicas.

Dimensión:

Es la clase de medida que se puede efectuar sobre una determinada *magnitud física*. Por ejemplo:

Cantidad de materia__masa

Intervalo entre dos hechos sucesivos___tiempo

Distancia entre dos puntos____longitud

Para caracterizar un magnitud física es necesario asignar a su dimensión una unidad conveniente.

Medición, unidad:

Dada una *magnitud física* y su respectiva *dimensión*, para cuantificar una *medición* es necesario emplear la unidad conveniente y seleccionar el instrumento de medición adecuado.

La unidad de una dimensión es la referencia o patrón a la que se le asigna el valor 1.

El resultado de una *medición* se indica como el número de veces que se repite la *unidad* (cifras o dígitos), seguido de la unidad propiamente dicha.

Por ejemplo si se desea medir la longitud de un trozo de metal pequeño, debemos considerar:

Magnitud física: distancia entre dos puntos.

Dimensión: longitud

Unidad: (sistema c.g.s.) centímetro (cm)

Submúltiplo: milímetro (mm)

Instrumento de medición: regla milimétrica

El resultado de la medición será: 3,23 cm. Los dígitos o cifras indican el número de veces que se repite la unidad centímetro.

Las medidas pueden clasificarse en :

a) escalares

b) vectoriales

Las *medidas escalares* son las que quedan perfectamente definidas por un número y su correspondiente unidad (tiempo, longitud..)

Las *medidas vectoriales* son las que para definir las perfectamente se necesita indicar un punto de aplicación, dirección, sentido e intensidad (por ejemplo fuerza, velocidad, etc..) y se representan por medio de vectores $0 \longrightarrow$

La dirección está dada por la recta, el punto de aplicación es 0, el sentido está dado por la flecha y la intensidad por el valor de la medición.

En ocasiones la unidad elegida resulta ser inadecuada por ser demasiado pequeña o demasiado grande. Si la unidad es pequeña frente a la medición a efectuar se utilizan múltiplos de la misma y si resulta grande se usan submúltiplos. Ver Tabla 1 aparte.

Sistema de Unidades

Dimensiones Fundamentales y Derivadas

El sistema métrico decimal es el sistema universal de medida. En él la unidad arbitraria se divide o multiplica por 10 para dar unidades de magnitud conveniente. Este sistema es oficial en todos los países con excepción de Inglaterra, aunque en trabajos científicos también lo usa.

En 1964 el International Bureau of Standards adoptó una versión ligeramente modificada del sistema métrico. Este conjunto de unidades revisado se conoce como: **Sistema Internacional de Unidades**, abreviado **S.I.**, cuyo fundamento son siete unidades básicas.

Las unidades S.I. están siendo aceptadas gradualmente, sin embargo el sistema métrico más antiguo no desaparece y aún se utiliza.

Otros sistemas muy empleados son el **Práctico o Técnico** y el **Cegesimal**, a este se lo cita a menudo como sistema "céntrico-gramo-segundo" o más brevemente c.g.s.

Las dimensiones fundamentales de cada, así como sus unidades figuran en la Tabla 2 (ver aparte).

Conjuntamente con las unidades fundamentales existen otras llamadas derivadas tales como: velocidad, aceleración, densidad, , etc.. que se han definido refiriéndolas a las unidades fundamentales. Existen por lo tanto dos clases de unidades: **unidades fundamentales** y **unidades derivadas**, que constituyen el sistema absoluto de unidades.

Con frecuencia es necesario convertir a un múltiplo las mediciones efectuadas en una unidad. Por ejemplo gramo a kilogramo. Las conversiones en el sistema métrico, en el cual las unidades se relacionan entre sí por potencias de 10, se hacen muy fácilmente.

El cálculo aritmético es algo más complicado cuando se hacen conversiones en el sistema de medición inglés; estas conversiones pueden hacerse empleando factores tabulados.

Definición de Unidades:

Metro: es la unidad de longitud en los sistemas técnico e internacional (S.I.).

Centímetro (cm): la longitud de un centímetro queda automáticamente definida como:

$$1 \text{ cm} = 0,01 \text{ m} = \frac{1}{100} \text{ m}$$

Kilogramo fuerza ó kilogramo peso (kgr): Es la fuerza necesaria para soportar contra la gravedad la masas de un kilogramo masa patrón. También se define como la fuerza con que es atraído el patrón de kilogramo masa por la tierra, en un lugar de la misma donde la aceleración de la gravedad es de $9,8\text{m}/\text{seg}^2$ (aceleración normal de la gravedad).

Gramo fuerza (gr): es la milésima parte del kilogramo fuerza.

$$1\text{gramo fuerza (gr)} = 0,001 \text{ kilogramo fuerza (kgr)} = \frac{1}{1000} \text{ kgr}$$

Litro: es el volumen que ocupa un kilogramo masa de agua destilada a $3,98^{\circ}\text{C}$.

Millilitro (ml): es la millonésima parte del litro. Un mililitro es equivalente a un centímetro cúbico (cm^3)

Dimensiones y unidades auxiliares:

Calor y temperatura:

Debemos diferenciar los términos calor y temperatura. El calor es una forma

de energía (capacidad para producir trabajo) que fluye entre dos cuerpos debido a su diferencia de temperatura. La temperatura es una medida del nivel al cual existe la energía calórica (cantidad de energía de movimiento de las partículas componentes). El valor medido se basa en una de las distintas escalas existentes.

La temperatura se expresa en escala **Celsius** o en la escala **Kelvin** (entre otras), siendo sus unidades específicas el grado Celsius (°C) o el grado Kelvin (K).

El grado Celsius es la milésima parte del intervalo que hay entre el punto de fusión del hielo (0 °C) y el punto de ebullición del agua destilada (100 °C) a una presión de 760 mm de Hg. Esta es la escala Celsius y puede ser extendida hasta -273,15 °C (273 bajo cero) que es cero absoluto y corresponde al cero de la escala Kelvin.

La temperatura en Celsius se convierte fácilmente a grados Kelvin, sumando a los grados Celsius el factor 273,15 (para simplificar los cálculos se usa 273).

Ejemplo: 10 °C expresados en grados Kelvin

$$10\text{ °C} + 273 = 283\text{K}$$

De donde:

$$0\text{ °C equivalen a } 273\text{ K}$$

$$100\text{ °C equivalen a } 373\text{ K}$$

$$-273\text{ °C equivalen a } 0\text{ K}$$

Caloría (cal):

Es la unidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua destilada en un grado Celsius entre 14,5 °C y 15,5 °C.

Kilocaloría (kcal):

Es igual a 1000 cal.

TÉRMINOS FUNDAMENTALES EN QUÍMICA

Existen términos que forman parte de un lenguaje común y muy frecuente en la jerga de los químicos. A continuación serán presentados y brevemente definidos algunos de ellos.

Materia

La materia es todo aquello que nos rodea, un árbol, una piedra, el hombre. El universo está constituido por materia, y toda porción del universo se denomina cuerpo. La cantidad de materia de un cuerpo es su masa.

En forma general, materia es todo aquello que tiene masa, inercia y ocupa un lugar en el espacio y es perceptible a través de los sentidos.

Masa

Es la cantidad de materia contenida en un objeto y es invariable. La masa de cualquier cuerpo no cambia si a dicho cuerpo no se le saca una parte o no se le agrega materia.

Peso

Es la fuerza con que un objeto es atraído por la Tierra. Se considera peso normal al peso medido en el Ecuador, a nivel del mar, es decir en un lugar donde la aceleración de la gravedad tiene un valor normal ($9,8 \text{ m/s}^2$).

De acuerdo con lo anterior, es posible deducir que masa y peso son magnitudes diferentes.

En el Sistema Internacional de Unidades, la masa es una magnitud fundamental y se mide en Kilogramo masa (Kg) que, por lo tanto, es una unidad fundamental. En cambio el peso, que es una fuerza, es una magnitud derivada, de acuerdo con la segunda ley de Newton:

$$F = m.a$$

que expresada para la relación peso - masa es:

$$P = m \cdot g$$

donde g es la aceleración de la gravedad . En el Sistema Internacional, la unidad de fuerza (o de peso) resulta de multiplicar la unidad fundamental de masa (Kg) por la unidad de la aceleración (m/s^2), y a ese producto se lo llama Newton (N):

$N = Kg \cdot m/s^2$ Además, el Kilogramo Patrón pesa un kilogramo fuerza (kgr) y tiene una masa de un kg. Esto permite encontrar la equivalencia entre dos unidades de fuerza, el kg y el N. Para el Kilogramo Patrón:

$$1 \text{ kgr} = 1 \text{ Kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 = 9,8 \text{ N}$$

Como conclusión, es posible afirmar, que la masa de un cuerpo sólo depende de la cantidad de átomos o moléculas que lo componen. En tanto que su peso, depende de su masa, pero también del campo gravitatorio al que está sometido. La masa no depende del lugar donde se determine pero el peso si.

Inercia

Es la propiedad por la cual un objeto tiende a seguir en el estado en que se encuentra, ya sea de reposo o de movimiento, en tanto no actúe una fuerza sobre él. Dicho de otra manera, es la resistencia que ofrece un cuerpo, a cualquier cambio en su estado de reposo o de movimiento rectilíneo uniforme.

Cuerpo y Sustancia

La definición de materia como algo que ocupa un lugar en el espacio es muy amplia. Para permitir un estudio detallado es necesario realizar una subdivisión de los objetos que ocupan una lugar en el espacio, es decir constituidos por materia. De esta manera surgen los conceptos de cuerpo y sustancia.

Cuando se estudia la materia es conveniente usar una porción o muestra de la misma, o lo que es lo mismo, un cuerpo. Por consiguiente, es posible definir como

cuerpo, a toda porción limitada de materia. Todo cuerpo posee límites reales y peso.

Si se consideran varios cuerpos de igual forma y tamaño, por ejemplo cubos de: azúcar, vidrio y plástico, son porciones limitadas de materia, sin embargo, son clases de materia que se diferencian entre sí, es decir que se está en presencia de varias sustancias.

Se define sustancia como una clase especial de materia.

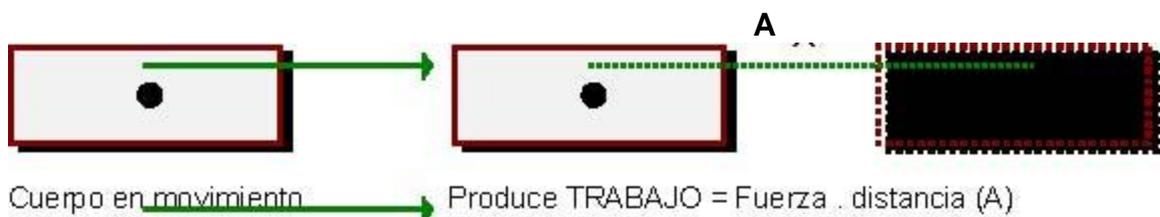
Una sustancia determinada presenta siempre las mismas propiedades físicas y químicas bajo idénticas condiciones de observación.

Energía

El Universo está constituido por materia y energía. La energía adopta diversas formas y sufre continuas transformaciones.

Cuando se producen cambios químicos, casi siempre van acompañados por absorción o desprendimiento de energía, de hecho los cambios de energía representan un factor importante en el estudio de estos fenómenos.

La **energía** se puede definir como la *capacidad para realizar trabajo*. Cuando un cuerpo posee energía, puede producir trabajo sobre otros.



Como la energía puede transferirse de un cuerpo a otro en forma de trabajo, las unidades de trabajo y energía son iguales (Newton · metro

= Joule). Existen dos clases de energía mecánica:

– **Energía cinética:** es la energía intrínseca de un cuerpo que se mueve. Está dada por la siguiente ecuación:

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$

Cuando $v = 0$, la $E_c = 0$; esta condición sirve como referencia real para el valor cero de la energía cinética.

La cantidad de trabajo que un cuerpo en movimiento puede realizar depende de la masa y de la velocidad que posee.

Una bala en su trayectoria, un viento fuerte, el agua al caer o fluir, etc., son ejemplos de cuerpos que poseen energía cinética.

–**Energía potencial:** es la *energía intrínseca almacenada en un cuerpo, por su posición respecto a otro cuerpo, cuando entre ellos existe una interacción.*

$$E_p = P.h$$

donde P es el peso del cuerpo y h la distancia entre los dos cuerpos. Por ejemplo, una roca situada en lo alto de una montaña tiene energía potencial respecto a otra que reposa en la falda de la misma.

En el caso que un cuerpo se eleve a una altura h , el trabajo que se efectúa para elevar el cuerpo a esa altura contra la fuerza de gravedad es el trabajo almacenado dentro del cuerpo o su energía potencial que se expresa como:

$$E_p = F_g.h$$

No existe un valor de energía potencial cero, ya que no hay altura real cero. En consecuencia, no se puede hacer referencia a un valor absoluto, sino que deben considerarse diferencias de energía potencial entre dos puntos, tomando a uno de ellos como referencia.

En algunos casos se acuerda que la energía potencial vale cero cuando los cuerpos están infinitamente separados.

También la energía potencial representa la energía que posee un cuerpo

debido a las fuerzas de atracción o repulsión que experimenta respecto a otros cuerpos.

Estas fuerzas pueden ser producidas por la gravedad o ser coulómbicas o magnéticas. Si no hay cuerpos de atracción o de repulsión, los cuerpos no poseen energía potencial.

La cantidad de energía que posee un cuerpo es igual a la suma de:

$$E_C + E_P.$$

La energía se transmite -transfiere - de un cuerpo a otro de diversas maneras. Algunas formas corrientes de energía son: mecánica, calórica, lumínica, sonora, eléctrica, química, todas las cuales pueden transformarse en otras y son, por lo tanto, equivalentes.

Por ejemplo, la energía potencial del agua almacenada de un dique se convierte en energía cinética a pasar por las turbinas girando el rotor, ésta se transforma en energía eléctrica y ésta a su vez, en energía lumínica, calórica, etc. La energía potencial del combustible (nafta) en el automóvil se transforma en cinética, mecánica, térmica etc..

Ley de la conservación de la energía

Durante muchos años los científicos creyeron que la materia y la energía se distinguían por la presencia de masa en la materia, y ausencia de ella en la energía.

Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa, de acuerdo con la siguiente equivalencia:

$$E = m \cdot c^2$$

donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m, siendo c la velocidad de la luz en el vacío (300.000 Km/s)

Esta expresión indica que la materia y la energía son intercambiables y, a la vez, que es muy grande la cantidad de energía que puede ser obtenida por conversión

de una pequeña cantidad de materia.

La confirmación experimental de la teoría de Einstein fue obtenida casi cuatro décadas después, en ocasión de las primeras experiencias de Enrico Fermi sobre reacciones nucleares.

De lo anterior surge la **Ley de la conservación de la masa y la energía**: *“Dentro de un sistema aislado, la materia y energía no se crean ni se destruyen, aunque en ciertas condiciones son intercambiables”*.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

La materia se manifiesta a través de sus propiedades, es decir por medio de cualidades que pueden ser percibidas a través de los sentidos. Estas propiedades pueden ser físicas o químicas. Canto mayor sea el número de propiedades conocidas tanto más será lo que sabemos en general de dicha sustancia para poder caracterizarla o identificarla.

Las propiedades físicas pueden ser determinadas sin que ocurra ningún cambio en la composición de la materia. Es decir, son las propiedades que se manifiestan como respuestas a estímulos que no cambian la composición de la sustancia.

Entre las propiedades físicas se incluyen: masa, densidad, estado de agregación, forma cristalina, punto de fusión, etc.

Las propiedades químicas en cambio, describen el comportamiento de la materia, cuando se producen cambios en su composición. Son las que se manifiestan como respuestas a estímulos que cambian la composición de la materia.

Estas propiedades se estudian observando el comportamiento de la sustancia, cuando se la coloca en contacto con otras, bajo diversas condiciones, o por acción de energía externa. Estas propiedades se asocian a las reacciones químicas.

Como ejemplo se toma un trozo de hierro, cuando se miden su masa o su densidad, se están determinando sus propiedades físicas. Antes y después de las determinaciones, el material es hierro. Por el contrario, si el trozo de hierro es

sumergido en un ácido mineral, como por ejemplo ácido clorhídrico, se pondrá de manifiesto una propiedades química del metal, ya que luego de la interacción, los materiales que aparecen, no son ni hierro ni el ácido. La composición de ambos materiales iniciales se han visto alteradas.

Propiedades intensivas y extensivas

Las propiedades de la materia pueden dividirse en dos grandes grupos, las intensivas y las extensivas. Las primeras son aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada. Son ejemplos de las propiedades intensivas la densidad, el peso específico, el punto de fusión, el punto de ebullición, el calor específico, el índice de refracción, etc. Las propiedades intensivas son condicionadas ya que sus valores dependen de las condiciones externas, las que deben ser claramente especificadas.

Hay que tener en cuenta que ninguna propiedad sencilla sirve por si sola para reconocer una clase de materia (sustancia), para ello es necesario la relación de varias propiedades, entre ellas las químicas.

Por otro lado, las propiedades extensivas **dependen de la cantidad** de materia en cuestión, por ejemplo: masa, peso, volumen, superficie, capacidad calorífica, etc. Ej: Si un recipiente tiene un litro de agua y otro 10 litros de agua es posible comprobar que la cantidad de agua en el segundo recipiente tiene mayor peso y volumen. $V=f(m)$ y $P=f(m)$ significa que volumen y peso son funciones de la masa.

La mayoría de las propiedades son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio, quedando definidas por una magnitud que se conoce como constante física, las cuales, en determinadas condiciones, caracterizan una sustancia.

Las propiedades intensivas no **dependen de la cantidad** materia. Ejemplo: densidad, puntos de ebullición y de fusión , forma cristalina, conductividad térmica y eléctrica.

Fenómenos físicos y químicos

En ciencias aplica la denominación de fenómenos a las variaciones en las

propiedades que presenta la materia.

Los fenómenos pueden clasificarse en fenómenos físicos y fenómenos químicos.

A través de una sencilla experiencia se mostrará un fenómeno físico. Si se retira un cubito de hielo del congelador en un molde y se los coloca en un lugar a temperatura ambiente, el hielo terminará por fundirse completamente, convirtiéndose en agua líquida. Si nuevamente el molde es llevado al congelador, su contenido será convertido en hielo al cabo de cierto tiempo. Es obvio que este ciclo puede repetirse tantas veces como se desee.

En conclusión, es posible afirmar que los fenómenos físicos presentan dos características fundamentales: ?

– Pueden repetirse con la misma porción de materia tantas veces como se desee.

– El cambio que sufre la materia no es permanente. No se observan alteraciones de la composición química, es decir no se observan transformaciones de unas sustancias a otras.

Asimismo, es posible recurrir a una experiencia sencilla para explicar los fenómenos químicos. Si se coloca un terrón de azúcar en una cuchara metálica y se la somete a la acción del calor, se observa que el desprendimiento de una emanación característica, al mismo tiempo que la muestra se ennegrece. Cuando la cuchara es retirada del fuego, no se observa que la muestra retorne a su color blanco original. Si se desea repetir la experiencia, se deberá tomar una nueva porción de muestra.

Nuevamente, como en el caso de los fenómenos físicos, puede remarcarse dos características importantes de los fenómenos químicos:

- Por lo general no pueden repetirse con la misma porción de materia.
- Se producen cambios en la composición química de la materia, hay transformación de sustancias, que en numerosas ocasiones es permanente.

ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

En el universo, es posible observar a la materia en diferentes estados físicos. En condiciones de presión y de temperatura ambiente, es posible reconocer gases como el aire, líquidos como el agua y sólidos como la sal de mesa o una roca mineral.

Estos estados físicos se conocen como **estados de agregación** de la materia y son tres: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**.

Cada uno de estos estados poseen características propias que los diferencian claramente entre sí.

Estado sólido

Se caracterizan porque las fuerzas de cohesión son mucho mayores que las de repulsión. Por consiguiente, los espacios intermoleculares son mínimos, lo que les otorga el ordenamiento regular de sus partículas constitutivas. Las mismas se encuentran en posiciones fijas, pudiendo solamente vibrar en torno de una posición de equilibrio. Poseen forma y volumen propios característicos.

Los cambios de presión no afectan al volumen de los sólidos por lo que se dice que son incompresibles.

Existen otros sólidos con ordenamiento al azar denominados *amorfos*.

Estado líquido

En este estado las fuerzas de cohesión y de repulsión están en equilibrio. Poseen volumen propio pero adquieren la forma del recipiente que los contiene. El ordenamiento de sus partículas constitutivas es menos regular que en los sólidos. De hecho, las partículas que componen los líquidos pueden desplazarse unas sobre otras, careciendo posiciones fijas.

El volumen de los líquidos, tampoco cambia apreciablemente con los cambios de presión, de modo que, al igual que los sólidos, son prácticamente incompresibles.

Cuando los líquidos se encuentran en reposo, presentan una superficie libre, plana horizontal.

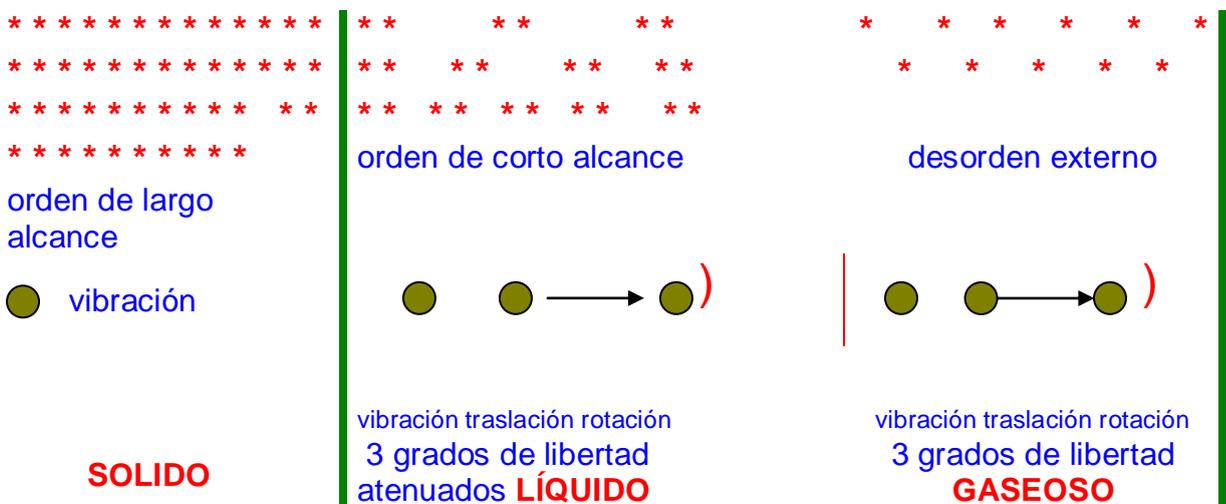
Las moléculas de los líquidos poseen los tres grados de libertad: vibración, traslación y rotación, pero atenuados.

Estado gaseoso

En este caso, las fuerzas de repulsión son mucho mayores a las de cohesión. No poseen ni volumen ni forma propios, sino que adoptan el del recipiente que los contiene. Las partículas constitutivas de los gases carecen de todo ordenamiento regular, y pueden desplazarse con bastante libertad por la masa gaseosa, puesto que el espacio con que cuentan para ello, es considerablemente mayor que sus propias dimensiones. Los gases no poseen superficie libre alguna y su volumen sufre apreciables cambios con las variaciones de presión y temperatura.

Las moléculas se encuentran en continuo movimiento. Poseen los tres grados de libertad: vibración, traslación y rotación y como consecuencia, tienen gran capacidad de fluir.

Resumiendo lo expresado respecto a los tres estados de agregación, se puede realizar la siguiente representación:



Características principales de los estados de agregación de la materia

CAMBIOS DE ESTADO

El estado de agregación no caracteriza a una sustancia, es decir, que una misma sustancia puede encontrarse en los tres estados físicos. Por ejemplo: vapor de agua, agua líquida y agua sólida (hielo).

Cada uno de los cambios de estado que puede experimentar la materia recibe un nombre específico. Estos nombres se muestran en el siguiente esquema:



Esquema que representa los cambios de estado

La mayoría de las sustancias siguen la secuencia de estado SÓLIDO - LÍQUIDO - GAS, cuando se las somete a aumentos paulatinos de temperatura a presión ambiente. No obstante, existen algunos cuerpos como el yodo y el dióxido de carbono, que tienen la propiedad de pasar directamente de sólido a gas, a la presión ambiente, cuando se aumenta la temperatura.

Si se toma como ejemplo el caso del agua, es posible observar que sigue la secuencia sólido - líquido - gas. Así, cuando se suministra calor a un recipiente con hielo, la temperatura de éste comienza a aumentar paulatinamente, hasta que aparece en el sistema agua líquida. El sistema comienza a experimentar la fusión.

A partir de ese momento y a pesar de que el calentamiento continúa, la temperatura no aumenta hasta que desaparece la totalidad del hielo. Esta temperatura que permanece constante, mientras coexisten el sólido y el líquido, se denomina *punto de fusión*, característico de cada sustancia y dependiente de la presión exterior. Cuando dicha presión es igual a una atmósfera (presión normal), la temperatura de fusión se denomina *punto de fusión normal*.

Cuando todo el sistema se encuentra al estado líquido, la temperatura comienza a aumentar nuevamente en forma paulatina. El sistema comienza a experimentar la vaporización. Este proceso se va intensificando a medida que aumenta la temperatura, pero siempre verificándose en la superficie libre del líquido, en este caso la vaporización recibe el nombre de evaporación. La temperatura alcanza nuevamente otro valor constante en el momento en que la vaporización comienza a verificarse en todo el seno del líquido y no solamente en la superficie. En este momento se está en presencia de la *ebullición*.

A esta segunda temperatura constante se la denomina *punto de ebullición* y, al igual que como ocurre con el punto de fusión, depende de la presión exterior, cuando ésta es igual a una atmósfera, el punto de ebullición se conoce como *punto de ebullición normal*. La temperatura correspondiente a la ebullición, permanece constante en tanto coexistan el líquido y el gas. Si el calentamiento continúa, se logrará vaporizar todo el líquido y, a partir de ese instante, el calor suministrado se utilizará para aumentar la temperatura de los gases. Los puntos de ebullición y de fusión son propiedades que no dependen de la cantidad de materia.

Unidad II. Sistemas Materiales

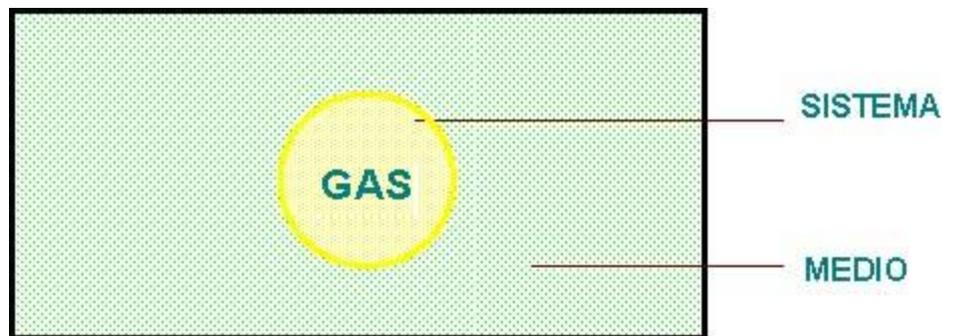
INTRODUCCIÓN

Se llama **sistema material** a una porción limitada de materia, dentro del universo, que se separa real o imaginariamente, para su estudio.

Como ejemplo de sistemas materiales tenemos: para un físico nuclear dos protones que interactúan; para un químico una reacción que ocurre en un erlenmeyer; etc..

Aún cuando el sistema haya sido separado del universo (ambiente) que lo rodea, queda circundado por un medio. Durante el estudio del sistema material, dicho medio debe ser considerado.

Dado el sistema formado por un recipiente que contiene a un gas, sumergido en un baño con agua a temperatura constante (termostato), el gas es el sistema bajo estudio, el termostato representa al medio y, los límites del sistema son las paredes del recipiente que contiene al gas.

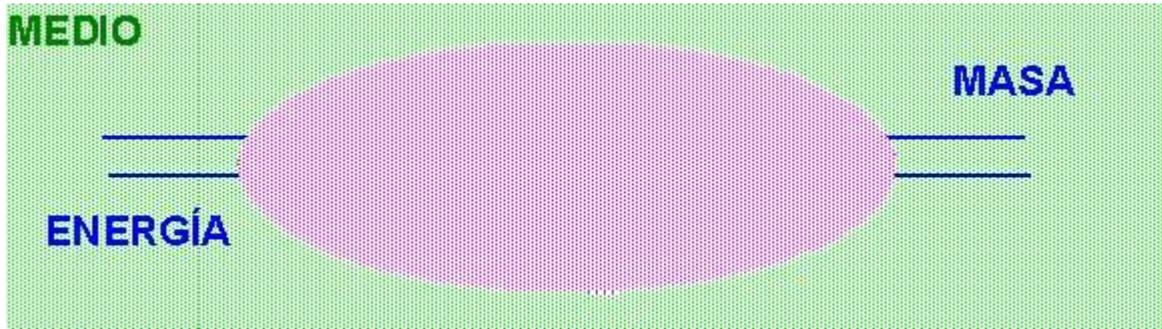


CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES

Los sistemas materiales se pueden clasificar en función del pasaje de masa y energía entre el sistema y el medio, **en abierto, cerrado y aislado**.

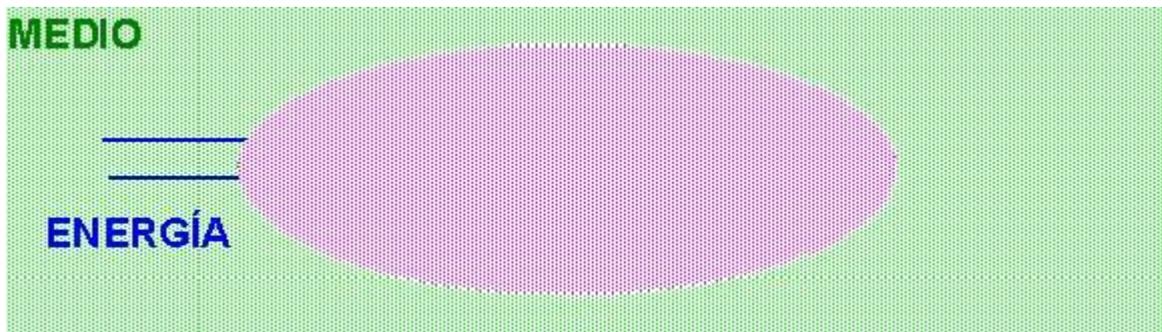
Sistema Abierto

En los mismos se produce transferencia de masa y de energía entre el sistema y el medio o viceversa.



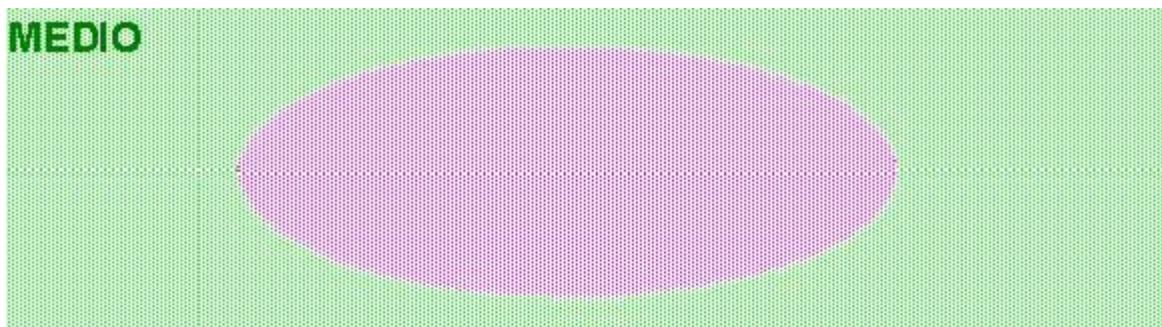
Sistema Cerrado

En estos sistemas solo se produce el intercambio de energía entre el sistema y el medio o viceversa.



Sistema Aislado

En este caso, no hay pasaje ni de masa ni de energía del sistema al medio y viceversa.



Otra clasificación que se hace de los sistemas materiales, se basa en sus propiedades y su composición, surgiendo así, dos grandes grupos: **las sustancias puras y las mezclas.**

Sustancias puras

Las sustancias puras son especies de materia que no pueden ser fraccionadas por los métodos fisicoquímicos comunes, mientras que poseen una composición química definida y constante. Las sustancias puras comprenden a su vez a los compuestos y a los elementos. Los primeros pueden descomponerse químicamente en dos o más elementos. Por ejemplo, agua, cloruro de sodio (sal de mesa), etanol, etc. Por otra parte, ejemplos de elementos los representan hidrógeno, oxígeno, cloro, sodio, carbono, entre otros.

Mezclas

Las mezclas, son aquellos sistemas que no poseen composición química definida, es decir, que están formados por dos o más componentes, donde los mismos conservan sus propiedades características, mientras que las propiedades del sistema son variables y dependen de la relación de las cantidades en las que se encuentra cada uno de los componentes. Por ejemplo la leche: contiene agua, grasas, proteínas, hidratos de carbono, y otras sustancias sus propiedades varían de acuerdo a la cantidad relativa de sus componentes.

Las mezclas, a su vez, se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

Sistema homogéneo

Una mezcla es homogénea, cuando presenta las propiedades intensivas en todos los puntos de su masa, y no se observa en la misma, superficies de discontinuidad, cuando se la examina al ultramicroscopio. Las mezclas homogéneas se conocen con el nombre de soluciones. Así, por ejemplo, la agitación prolongada de una cucharada de azúcar en un vaso de agua, dará lugar a la formación de una solución de agua azucarada (de dos componentes), el agua pura también constituye un sistema homogéneo de un solo componente, etc...

Sistema heterogéneo

Se conocen también con el nombre de dispersiones, y se caracterizan por poseer propiedades intensivas diferentes cuando se consideran al menos dos puntos de su masa y además, presentan superficies de discontinuidad. Un ejemplo común de

UNIDAD II. SISTEMAS MATERIALES

mezcla heterogénea, lo constituye un trozo de granito, claramente, se diferencian en el mismo sus componentes, cuarzo, feldespato y mica. Cada una de estas partes representa a sistemas homogéneos, con propiedades distintas, separadas entre sí, por límites bien definidos, conocidos con el nombre de interfase, mientras que cada una de estas porciones homogéneas se denominan fases. Otros ejemplos de sistemas heterogéneos son agua y arena, agua y limaduras de hierro, etc..

Para aclarar estos conceptos, es posible decir que los sistemas homogéneos son monofásicos (formados por una sola fase), mientras que los heterogéneos son polifásicos (dos o más fases).

Es importante notar lo siguiente: para que cada porción homogénea de una mezcla heterogénea sea considerada una fase independiente, debe cumplir con dos requisitos: estar separadas entre sí por interfases y, poseer propiedades físicas y/o químicas distintivas. El clásico ejemplo lo representa el sistema formado por agua líquida y varios cubos de hielo. El mismo posee solamente dos fases, ya que si bien los trozos de hielo se encuentran todos separados por diferentes interfases, poseen idénticas propiedades físicas y/o químicas.

Otro término importante a considerar es el de componente, denominándose así a cada una de las sustancias que constituyen a una mezcla.

El número de componentes que posee un sistema, es independiente de su homogeneidad o heterogeneidad. De esta manera, existen sistemas heterogéneos de varias fases, formado por varios componentes, tal es el caso de sistema formado por agua líquida en equilibrio con hielo y vapor de agua, tres fases pero solo un componente.

Por otro lado, existen sistemas homogéneos constituidos por numerosos componentes, por ejemplo solución de varias sales en agua.

Dentro de las mezclas heterogéneas o dispersiones, cabe establecer que la fase presente en mayor proporción se denomina fase dispersante y la o las otras, fases dispersas.

Las dispersiones se clasifican en tres grupos según el tamaño de partículas de la fase dispersa: **groseras, finas y coloidales**.

Dispersiones groseras

Las partículas de la fase dispersa poseen dimensiones mayores a $50 \mu\text{m}$ ($1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{m}$), pudiendo ser visualizados a simple vista. Por ejemplo: mezcla de arena y agua, granito, limaduras de hierro en azufre, etc. La separación de fases puede operarse con mayor facilidad cuanto más difieran sus densidades.

Dispersiones finas

En estos casos, las partículas de la fase dispersa tienen dimensiones comprendidas entre $0,1 \mu\text{m}$ y $50 \mu\text{m}$, solo observables utilizando microscopios. A este tipo de dispersiones pertenecen las *emulsiones* y las *suspensiones*. Las emulsiones se caracterizan por poseer las fases dispersante y dispersa en estado líquido. Un ejemplo de estos sistemas se logra agitando vigorosamente una mezcla de agua y aceite

En las suspensiones, la fase dispersa es sólida, mientras que la fase dispersante puede ser líquida o gaseosa. La tinta china (negro de humo disperso en agua), ejemplifica a una dispersión fina con fase dispersante líquida y dispersa sólida. El humo (partículas de carbón dispersas en aire), constituye un ejemplo de suspensión de sólido en gas. En este tipo de dispersiones la separación de fases se opera con mayor dificultad que en las groseras.

Dispersiones coloidales o coloides

El tamaño de partículas de la fase dispersa se encuentra entre los $0,001 \mu\text{m}$ y $0,1 \mu\text{m}$. La gelatina es uno de los coloides más comunes. La fase dispersa solo se puede observar a través de un dispositivo óptico denominado ultramicroscopio. Precisamente, este medio óptico es el que se utiliza como límite para determinar si un sistema material es homogéneo o heterogéneo. Cuando observando al ultramicroscopio, un sistema material posee una sola fase, se dice que es homogéneo. Si por el contrario, presenta dos o más fases, el sistema es heterogéneo.

Separación de mezclas

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios

procedimientos físicos llamados métodos de separación de fases.

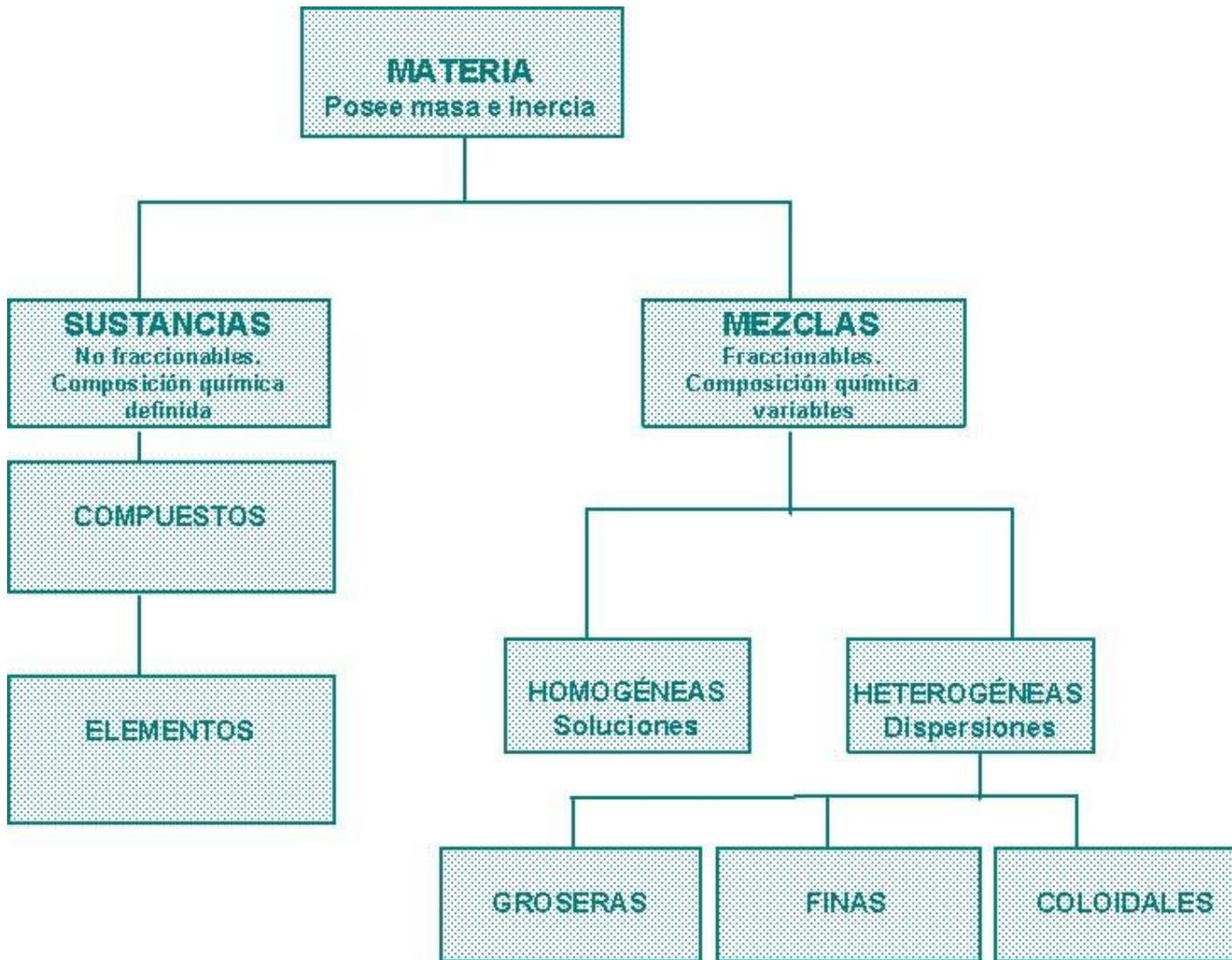
Ejemplos de estos métodos de separación son: filtración, decantación, centrifugación, levigación, tamizado, etc.

Como resultado de estos métodos de separación, los sistemas heterogéneos quedan divididos en fases, sistemas homogéneos.

Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase además está formada por uno o más componentes. Por ejemplo, es posible separar agua y sal a partir de un sistema homogéneo de agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada.

En conclusión, es posible afirmar que los sistemas homogéneos pueden ser resueltos a partir de métodos de fraccionamiento de fases. Los métodos más utilizados son: destilación simple, destilación fraccionada y cristalización.

CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES



UNIDAD III. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

INTRODUCCIÓN

En los capítulos anteriores se demostró que la materia se encuentra en tres estados de agregación y que está formado por *partículas constitutivas*, sin mencionar cuáles y cómo son las mismas. El propósito del presente capítulo, es brindar una descripción de dichas partículas como así también proporcionar información sobre cantidades relevantes en química, vinculadas con ellas.

Con la finalidad de simplificar el estudio de las partículas que constituyen a la materia, se recurrirá a una experiencia imaginaria.

Suponiendo que se cuenta con un trozo de hielo y las herramientas necesarias para fraccionarlo en porciones cada vez más pequeñas. Las diversas fracciones producidas pueden ser fácilmente reconocidas como agua sólida a través de sus propiedades. Sin embargo, se arribará en algún momento, al límite en el cual la sustancia no puede admitir subsecuentes divisiones sin perder esas propiedades características. En este momento se estará en presencia de la menor porción de sustancia que conserva las propiedades del todo y que recibe el nombre de **molécula**.

Molécula

Se define como la menor porción de sustancia que puede existir al estado libre, sin que se modifiquen sus propiedades específicas. Condición libre significa sin carga eléctrica.

Continuando con la experiencia imaginaria planteada antes, se prosigue con el fraccionamiento de la molécula de agua que se había logrado aislar. En este punto, se obtendrán ciertos “bloques” separados que formaban a la molécula de agua, y que, como es de suponer, no mantienen ninguna de las propiedades de la molécula de agua. Se obtienen tres fracciones. Dos de estos “bloques” son iguales entre sí en todas sus características, y un tercero que posee propiedades diferentes. Estos “bloques” no son otra cosa que los **átomos**.

Átomo

Se define como la unidad más pequeña y sin carga eléctrica de un elemento, que puede participar de una reacción química y entrar en la composición de las moléculas.

Postulados de Dalton

La idea de que la materia se encuentra constituida por pequeñísimas partículas, no es, por cierto, moderna. Ya en siglo IV a.C. Demócrito lo sugirió. Sin embargo, no fue sino hasta 1.803, en que John Dalton lo propuso, en forma organizada, a través de su Teoría Atómica. Los principales postulados que plantea la teoría daltoniana, son los siguientes:

- 1 La materia se encuentra constituida por pequeñísimas unidades indivisibles e indestructibles, llamadas átomos.
- 2 Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí en todas sus propiedades.
- 3 Los átomos de elementos diferentes son distintos entre sí.
- 4 Cuando dos elementos se combinan químicamente, lo hacen según un número entero de átomos de cada uno. Los átomos no pueden ser creados ni destruidos, solamente se puede modificar su distribución.

Esta teoría atómica tuvo amplia aceptación en sus comienzos, pues fue capaz de explicar una serie de hechos experimentales conocidos por entonces, y que hoy en día, los químicos los llaman Leyes Gravimétricas. Sin embargo, uno de los principales defectos de los que adolecía esta teoría, es la no diferenciación entre los términos átomo y molécula. Esta deficiencia fue salvada por el químico italiano Amadeo Avogadro, con la formulación de su hipótesis molecular.

Según se expuso antes, la teoría de Dalton no es la que perdura en la química moderna, pues consideraba que el átomo era indivisible, mientras que en la actualidad se sabe que los átomos son perdurables en los cambios químicos, pero que pueden ser resueltos en sus partes componentes.

Tampoco es cierto que todos los átomos de un mismo elemento sean iguales, ya que existen átomos de un mismo elemento que difieren en su masa y que se denominan isótopos.

Modelo atómico

El átomo fue resuelto en más de treinta partículas subatómicas elementales, de las cuales las más importantes para los fines de este curso son tres: **protones**, **electrones** y **neutrones**. Los electrones son iguales entre sí, los protones son iguales entre sí y los neutrones son iguales entre sí.

Los protones son materiales y poseen carga eléctrica positiva. Los electrones son materiales y su carga es negativa; la carga del electrón es la unidad de carga eléctrica, siendo la carga más pequeña que se conoce y es igual, en valor absoluto, a la carga del protón. Los neutrones, como lo indica su nombre, no tienen carga eléctrica y también son materiales.

El átomo es un ente eléctricamente neutro, para lo cual se debe cumplir que el número de protones debe ser igual al número de electrones. El número que indica la cantidad de protones y, por consiguiente de electrones, fue definido por H. Moseley en el año 1.913 como **número atómico** y se representa con la letra **Z**.

La masa del protón es muy similar a la del neutrón, mientras que la masa del electrón es, aproximadamente, 1.840 veces menor que la del protón, razón por la cual se la considera prácticamente despreciable.

Como consecuencia de numerosas experiencias, Rutherford dedujo que el átomo está constituido en su mayor parte por espacios vacíos y elaboró un modelo atómico formado por una partícula central, a la que denominó núcleo, y una nube electrónica.

Núcleo atómico

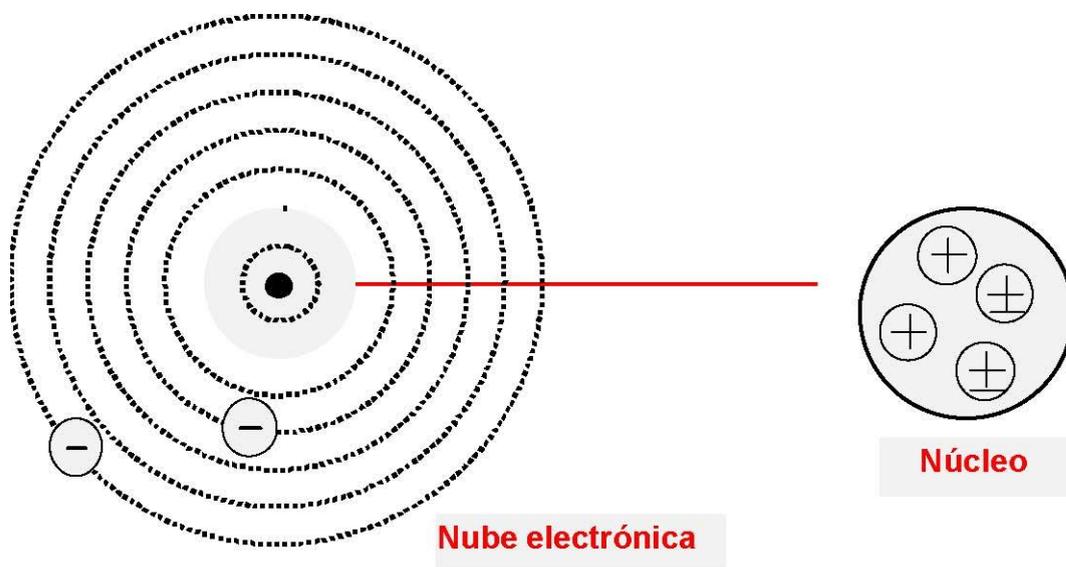
Es el centro del átomo, posee carga positiva y en él se encuentra concentrada casi toda la masa del mismo. En el núcleo se alojan todos los protones y neutrones que posee el átomo. El tamaño del núcleo es sumamente pequeño, el

diámetro del mismo es aproximadamente 10.000 veces menor que el diámetro del átomo.

Nube electrónica

Es la zona del espacio que rodea al núcleo donde se encuentran los electrones, en un número necesario para compensar a la carga nuclear, dando en consecuencia, un conjunto eléctricamente neutro. Los electrones giran alrededor del núcleo, alejados del mismo.

Representación de un átomo



El núcleo es responsable de las propiedades físicas y la nube electrónica (específicamente los electrones externos, llamados electrones de valencia) de las propiedades químicas del átomo. Este modelo propuesto por Rutherford incluyendo las posteriores modificaciones propuestas por Bohr y continuadores. No es el que perdura actualmente, pero debido a su simplicidad lo presentamos con fines didácticos.

Número atómico (Z)

Representa al número de protones y por consiguiente al número de electrones (átomo neutro).

Número másico (A)

Es un número entero que resulta de la suma del número de protones más el número de neutrones (N), presentes en el núcleo, su valor es igual al peso atómico. El número másico A es igual:

$$A = Z + N$$

Los números A y Z se escriben generalmente como supraíndice y subíndice respectivamente, del símbolo que representa al elemento.



Esta forma de simbolizar la composición de los núcleos se define como nuclidos.

Sustancias simples y compuestas

Toda la materia se compone de átomos, siendo el átomo la unidad que conserva su estructura cuando tienen lugar las reacciones químicas y, por consiguiente, lo que es de interés para el químico.

Los átomos son sumamente pequeños, del orden de 2 a 5 Å de diámetro. Como unidades estructurales de todos los sólidos, líquidos y gases, son los responsables del concepto de elemento, de las masas atómicas utilizadas y de las uniones químicas.

Las sustancias cuyas moléculas están constituidas por átomos iguales se denominan **sustancias simples**, por ejemplo: He, O₂, O₃, S₈, etc. En cambio, aquellas sustancias cuyas moléculas están formadas por átomos diferentes, se denominan **sustancias compuestas**, por ejemplo H₂O, LiH, CH₃Cl.

SUSTANCIA	MONOATÓMICAS	DIATÓMICAS	TRIATÓMICAS	POLIATÓMICAS
SIMPLE	He	O ₂	O ₃	S ₈
COMPUESTA	No existen	LiH	H ₂ O	CH ₃ Cl

Síntesis y Análisis

Se entiende por análisis químico a la división que se hace del todo en cada una de sus partes, para determinar su composición.

Analizar químicamente al agua, permite determinar que la misma se encuentra formada por oxígeno e hidrógeno.

El análisis puede ser cualitativo o cuantitativo, el primero determina la clase de elementos que forman al todo y, el segundo la cantidad de los mismos.

Síntesis, en cambio, es la unión de las partes para formar al todo. Por ejemplo, unir oxígeno con hidrógeno a través de un fenómeno químico para formar agua.



Las sustancias, se caracterizan por su composición invariable y por tener propiedades específicas invariables, definidas a temperatura y presión determinadas. La gran mayoría de ellas, puede transformarse en otras más sencillas al someterlas a la acción del calor u otras formas de energía, es decir, someterlas al análisis químico.

El azúcar es una sustancia que al someterla a la acción del calor se transforma en vapor de agua y carbón. Por su parte, el carbón (en su forma pura, carbono), no puede transformarse en otra sencilla, pero el agua sí, mediante el pasaje de corriente eléctrica (electrólisis). En el electrodo positivo se desprende un gas que aviva la combustión y sostiene la vida: el oxígeno, mientras que en el electrodo negativo se desprende otro gas mucho más liviano que el aire y que arde en el seno de éste, originando nuevamente agua: el hidrógeno.

Tanto el carbono como el oxígeno y el hidrógeno, no pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas. Son la última expresión del análisis químico y se los denomina elementos.

Elemento

En una primera aproximación, se define *como el constituyente elemental de la materia*.

El concepto de elemento ha variado a través del tiempo, en el siglo XVII, Boyle definía como elemento, a una sustancia que gana peso al sufrir un cambio químico. También se lo definió como el último término del análisis químico, o sea como sustancia elemental que posee átomos de una sola clase. Esta última definición está de acuerdo con el concepto daltoniano del átomo, los átomos de un mismo elemento son similares entre sí e iguales en peso.

En 1.913 Thompson separó los átomos de neón en dos especies con diferentes pesos atómicos.

Soddy dio el nombre de **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que tienen las mismas propiedades químicas pero que poseen distintas masas.

El hidrógeno tiene tres isótopos: protio, deuterio y tritio, de masas 1,2 y 3 respectivamente. Estos isótopos tienen en común un protón en su núcleo, por lo tanto los tres tienen número atómico igual a uno. Estas tres clases de átomos constituyen al elemento hidrógeno. Por lo tanto la definición de elemento se modifica y se enuncia de la siguiente manera: **Elemento químico** se define como *el material formado por átomos que tienen el mismo número atómico*.

Esta sustancia no puede descomponerse por medio de métodos químicos en otras sustancias más simples.

Debido a que los isótopos difieren en la masa atómica, será necesario considerar a los respectivos núcleos, porque en ellos se encuentra concentrada la masa y, por lo tanto, la diferencia entre los isótopos quedará expresada mediante los dos números que regulan la composición del núcleo atómico: número atómico (Z) y número másico (A).

Isótopos

Son aquellos *átomos que poseen igual número atómico y distinto número másico.*

Los elementos son designados generalmente con el mismo nombre que la sustancia simple correspondiente. Así, el término oxígeno puede asignarse al elemento oxígeno (caracterizado por sus átomos), o también a la sustancia simple oxígeno (caracterizada por sus moléculas).

Los elementos conocidos son alrededor de ciento ocho, de los cuales noventa y uno se encuentran en la naturaleza y los restantes son artificiales.

De la combinación de estos elementos se originan todas las sustancias simples y compuestas, orgánicas e inorgánicas, que forman parte del planeta.

Alotropía

Son las distintas formas (amorfos o cristalinos) en las que puede presentarse un elemento, en el mismo estado de agregación.

Las variedades alotrópicas de un elemento son sustancias simples que a pesar de estar constituidas exclusivamente por dicho elemento, tienen propiedades específicas

Por ejemplo, el O_2 y el O_3 son variedades alotrópicas de un mismo elemento, pero que varían en su atomicidad.

En el caso del carbono, en sus formas grafito y diamante, son variedades alotrópicas del mismo elemento que difieren en su estructura cristalina.

Compuestos

En este punto, se está en condiciones de definir **compuesto**, como *aquella sustancia que puede descomponerse en dos o más sustancias simples, o que puede producirse por la unión química de dos o más sustancias simples.*

Los compuestos están formados por la unión de átomos de modo que:

- Solamente se pueden separar por alguna acción química.
- Los diferentes elementos que forman al compuesto no pueden ser identificados por sus propiedades individuales.

Símbolos de los elementos y fórmulas químicas

Existen más de cien elementos químicos, debidamente presentados, en lo que se conoce como **Tabla Periódica de los Elementos**. En la mencionada tabla, aparecen los símbolos de los elementos ordenados según la variación periódica de sus propiedades.

El *símbolo* es, una forma convencional de representación, adoptada con el objeto de ahorrar tiempo y espacio en la escritura de su nombre.

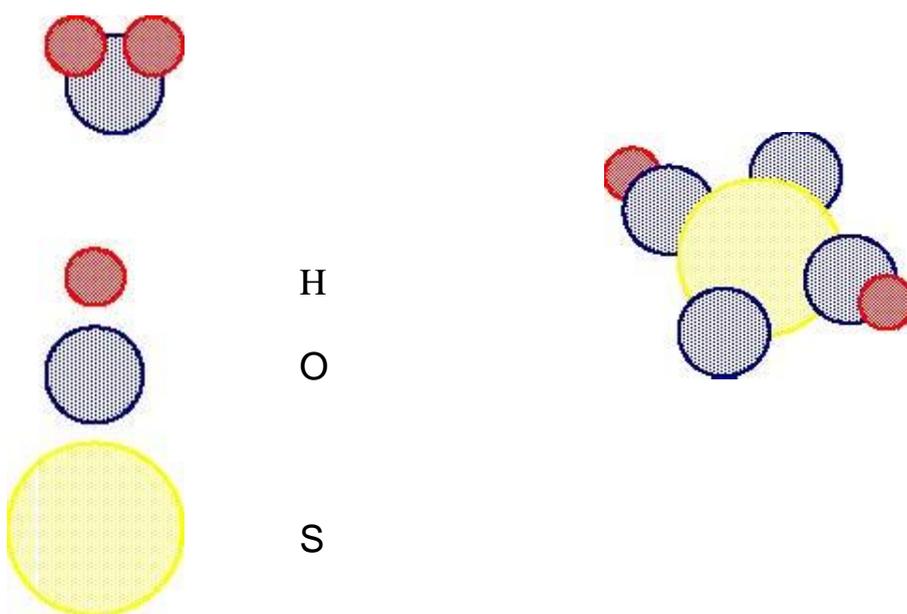
Estos símbolos, coinciden en algunos casos con la primera letra del nombre del elemento. Por ejemplo, C es el símbolo que identifica al carbono, H es el símbolo del hidrógeno y B el del boro. En otros casos, cuando la primer letra coincide con un símbolo ya asignado, se utilizan dos letras, la primera mayúscula y la segunda en minúscula, por ejemplo calcio se simboliza Ca. En otro conjunto de elementos, sus símbolos guardan relación con la raíz latina de sus nombres originales, por ejemplo en el caso del hierro, el símbolo es Fe, el cual deriva de su nombre en latín ferrum, Au para el oro cuyo nombre era aurum, Ag para la plata, que deriva de argentum, etc.

La escritura del símbolo de un elemento representa un átomo del mismo.

El número de combinaciones posibles de los elementos entre sí para formar moléculas, no es infinito como se podría suponer. Esto se debe a que la naturaleza impone restricciones y solo ciertas combinaciones químicas son permitidas. Sin embargo, el número de moléculas diferentes conocidas, o lo que es lo mismo, el número de sustancias diferentes identificadas, es enorme y crece día a día, a raíz de los nuevos descubrimientos logrados en los laboratorios.

La representación simbólica de la molécula de una sustancia, se llama *fórmula química* de dicha sustancia. La fórmula de una sustancia da información cualitativa (cuáles átomos) y cuantitativas (cuántos átomos), que define la composición de sus moléculas. En una molécula, la atomicidad, número de átomos que forman una molécula, está dada por la suma de los subíndices que aparecen en la fórmula molecular. Por ejemplo, las fórmulas del agua y del ácido sulfúrico son H_2O y H_2SO_4 , respectivamente. Esto significa que en el caso del agua, la molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, es decir atomicidad

3. En tanto que en una molécula de ácido sulfúrico, que posee dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno, la atomicidad es 7. Las representaciones gráficas son:



Por lo expuesto, podemos afirmar que el agua es un compuesto o sustancia compuesta ya que su molécula contiene más de una clase de átomos. Por su parte, el oxígeno y el hidrógeno son elementos, es decir sustancias cuyas moléculas, están formadas por una sola clase de átomos.

Un aspecto importante en el aprendizaje de Química es conocer cuáles son las reglas que impone la naturaleza para “construir” moléculas, clasificar las sustancias

correspondientes en clases y nombrar cada una de ellas empleando la nomenclatura química.

Nótese, no obstante, que la fórmula química indica solamente el tipo y el número de átomos que forman la molécula, pero no brindan información alguna, acerca de cómo están unidos tales átomos, es decir, de la estructura molecular.

Clasificación de los elementos

Como ya ha sido expuesto, la materia está formada por la combinación de elementos químicos. Algunos pocos elementos se encuentran al estado libre, tal como nitrógeno, oxígeno, gases nobles, azufre, oro, platino, etc. La mayoría de los elementos, se encuentran combinados con otros elementos.

En términos muy generales, se puede hacer una clasificación de los elementos en tres grandes categorías, según algunas de sus propiedades físicas y químicas: metales, no metales y gases nobles o inertes.

Metales

Se caracterizan por poseer las siguientes propiedades:

- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio que es líquido, al igual que el cesio y el galio, que son líquidos por encima de sus puntos de fusión, que son 28,5 y 29,78 °C, respectivamente.
- Se comportan como electropositivos (tienden a perder electrones).
- Sus moléculas son monoatómicas y se combinan con oxígeno dando óxidos básicos y con hidrógeno formando hidruros metálicos.

Ejemplos de metales: hierro, sodio, potasio, calcio, litio, cobre, zinc, etc.

No metales

Las propiedades que los caracterizan son las siguientes:

- Son malos conductores del calor y de la electricidad, a excepción del carbono que es conductor de la electricidad.
- Se pueden presentar en tres estados de agregación: Sólido: carbono, azufre, yodo, etc. Líquido: bromo . Gaseoso: oxígeno, cloro, nitrógeno, etc.

-Sus moléculas generalmente son poliatómicas.

-Se combinan con el oxígeno para formar óxidos ácidos o anhídridos, y con hidrógeno para dar hidruros no metálicos.

Como ejemplos de no metales es posible citar: flúor, hidrógeno, fósforo, selenio, etc.

Gases nobles

Estos elementos también se conocen como gases raros o gases inertes, debido a su baja reactividad. Presentan las propiedades que a continuación se detallan:

– Son malos conductores del calor y de la electricidad.

– Sus moléculas son monoatómicas.

– La característica principal que los identifica es su casi total inactividad química, es decir que prácticamente no se combinan entre sí, ni con otros elementos.

Hasta hace algunos años, se consideraba a los gases inertes eran completamente inactivos, sin embargo, en la actualidad, se ha logrado obtener compuestos de kriptón y de xenón. Los gases nobles son: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón. Algunos de ellos están presentes en la atmósfera en pequeñas proporciones.

UNIDAD IV. CANTIDADES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior se estudiaron los conceptos de átomo y molécula. También se realizó un breve análisis acerca de cómo están constituidos, y cómo se representan. Así, por ejemplo, una molécula de iodo se representa mediante la fórmula I_2 , que significa que cada molécula de iodo está formada por dos átomos de iodo. Ahora bien, una pequeña porción de la sustancia iodo (sólido pardo rojizo), visible y manejable en el laboratorio, está formado por un conjunto extremadamente grande de moléculas. Esto se debe a que los átomos y las moléculas son partículas muy pequeñas no observables, ni a simple vista ni mediante microscopios comunes. Afortunadamente, no fue necesario para los científicos ver átomos para creer en ellos. Existen procedimientos indirectos que permiten establecer las dimensiones atómicas - moleculares, los cuales desde un primer momento, confirmaron que incluso una pizca de materia está formada por un número extraordinariamente grande de unidades estructurales (átomos o moléculas). No sólo los tamaños de los átomos y las moléculas son insignificantes, sino que sus masas también lo son.

Si bien el tamaño y la masa de los átomos son diferentes para los distintos elementos, sus dimensiones y masas reales pueden ejemplificarse tomando las de un átomo. El diámetro promedio de un átomo, si en una primera aproximación se lo considera esférico, es de alrededor de 3 \AA , ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

Por su parte, la masa de un átomo oscila en alrededor de 10^{-23} gramos. Para tener una visión de las pequeñas dimensiones que posee un átomo, es importante conocer que el instrumento más sensible, con el que se cuenta en la actualidad en el laboratorio para determinar masas, tiene una precisión de $0,01 \text{ mg}$. Lo que implica que la masa de un átomo no puede ser medida ni remotamente por instrumento alguno.

Queda claro entonces, que los átomos no pueden ser observados ni pesados en forma unitaria, surge entonces el interrogante siguiente: ¿Cómo pueden los químicos manejarse en el laboratorio pesando sustancias relacionadas con un fenómeno químico?

La respuesta a esta pregunta, comienza a dilucidarse partiendo desde uno de los postulados de la teoría atómica de Dalton, que expresa que cuando los átomos de distintos elementos se combinan químicamente, lo hacen según un número entero de ellos, es decir nunca se combinan fracciones de átomos. Si se supone que un átomo de un elemento A se combina químicamente con 2 átomos de un elemento B. Luego, diez de átomos de A se combinarán con 20 átomos de B y diez millones de átomos de A lo harán con veinte millones de átomos de B, es decir que en cualquier caso se mantiene la proporción: 1 átomo de A con 2 átomos de B.

Como ya ha sido dicho antes, no existe ningún instrumento capaz de registrar la pequeñísima masa de un átomo, ni de diez, ni aún de diez millones de átomos. Es por esto, que se ha debido recurrir a la expresión de las masas de los átomos en forma relativa, renunciando a trabajar con masas absolutas, en aras de una mayor simplicidad de cálculos.

Unidad de masa atómica

Expresar las masas de los átomos en forma relativa, significa tomar una determinada masa como patrón de referencia. Luego la masa de un átomo nos dirá cuánto más pesado es con respecto al patrón de referencia. La citada masa patrón es arbitraria y, de hecho, ha cambiado ya en el desarrollo de la química, al menos un par de veces. No obstante, así como es de arbitraria, resulta útil en la medida que la comunidad internacional la acepte unánimemente.

La selección de un elemento de referencia -patrón- para determinar los pesos atómicos relativos, está basada en su disponibilidad como una sustancia elemental, en la facilidad con que reacciona químicamente con otros elementos y en la pureza de los productos que se obtienen en las reacciones químicas.

Actualmente la I.U.P.A.C. (sigla que identifica a la “Unión Internacional de Química Pura y Aplicada”), organismo encargado de la coordinación de los

diversos aspectos de Química, acepta como patrón de masa atómica, a la doceava parte de la masa del átomo más común de carbono, y la llama unidad de masa atómica (u.m.a.):

$$\text{u.m.a.} = \frac{1}{12} \text{ masa atómica del Carbono}$$

Peso atómico relativo

Una vez determinada la unidad de referencia, u.m.a., es posible definir al **peso atómico relativo de un átomo**, como un *número abstracto que expresa cuántas veces es mayor la masa del ese átomo que la unidad de masa atómica.*

$$\text{Peso Atómico Relativo} = \frac{\text{masa de un átomo de un elemento } A}{\text{masa de un átomo del elemento Patrón}} = \frac{g}{g} = N^{\text{º}} \text{ adimensional}$$

En 1.961 se acordó establecer como patrón internacional único al isótopo 12 del carbono: ${}^{12}_6\text{C}$. La elección de este isótopo cumple con la condición planteada antes, ya que se trata de la variedad más estable y abundante del carbono. El cociente entre la masa de un átomo de elemento A y la u.m.a. resulta igual a:

$$\frac{\text{masa de un átomo del elemento } A}{\text{u.m.a.}} = \frac{\text{masa de un átomo del elemento } A}{\frac{1}{12} \text{ masa atómica del carbono}} = 12 \frac{\text{masa de un átomo del elemento } A}{\text{masa atómica del carbono}}$$

Este cálculo indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo del elemento A que la 12 ava parte de la masa del átomo de carbono.

Si por ejemplo, afirmando que el peso de oxígeno es 15,9994, se está afirmando que:

$$\frac{\text{Peso de un átomo de oxígeno}}{\text{Peso de la u m a}} = 15.9994$$

Teniendo en cuenta que todos los elementos poseen isótopos, surge el concepto de peso atómico relativo.

Se define como **peso atómico relativo de un elemento** al *promedio de los pesos atómicos relativos de todos los isótopos que forman ese elemento, teniendo en cuenta sus abundancias relativas.*

Antiguamente los pesos atómicos se determinaban por vía química, con procedimientos bastante complicados, y no era posible diferenciar a los distintos isótopos que forman un elemento. Actualmente, los pesos atómicos se calculan utilizando un aparato denominado espectrómetro de masa, el cual brinda información sobre la masa de los isótopos que forman un elemento y la abundancia relativa de cada uno de ellos.

Para determinar el peso atómico promedio de la mezcla de isótopos de un elemento se determina por la siguiente fórmula:

$$\text{Peso Atómico: } \sum \frac{N_i M_i}{100}$$

donde: N_i = Abundancia relativa (% de cada isótopo)

M_i = Masa de cada isótopo

$$\begin{aligned} \text{Peso atómico del oxígeno} &= \frac{(99,759 \times 15,995) + (0,037 \times 16,991) + (0,204 \times 17,991)}{100} \\ &= 15,999 \end{aligned}$$

En resumen, el peso atómico relativo de un elemento puede calcularse a partir de la abundancia relativa de sus isótopos y las masas de los mismos. Ambos datos se determinan experimentalmente con notable exactitud por técnicas de espectrometría.

Aunque el número másico de un isótopo y el número atómico del mismo son siempre números enteros, el peso atómico del elemento no, porque es el peso promedio de las masas de sus isótopos. En muchos casos, el número que indica el peso atómico se aproxima a un número entero, porque predomina un isótopo sobre los demás. Ej: el peso atómico del oxígeno es casi 16 (15,999) porque el ^{16}O se encuentra en un 99,75% de abundancia.

Peso atómico gramo

La química es una ciencia experimental, en la cual es necesario efectuar mediciones de masas y resolver problemas concretos. Es por ello que se adopta un concepto más práctico: el peso atómico gramo o átomo-gramo.

Se define **peso atómico gramo** o simplemente **átomo-gramo** como *el peso atómico relativo de un elemento expresado en gramos*.

Por ejemplo, el carbono posee un peso atómico relativo igual al 12,1115. Mientras que el átomo-gramo del carbono es 12,1115 g.

Peso atómico absoluto

La mayor simplicidad que introduce el hecho de trabajar con pesos atómicos y moleculares relativos, no implica que los pesos reales de átomos y moléculas no puedan ser calculados. De hecho, si se recuerda el ejemplo del peso atómico relativo del oxígeno:

$$PA_{\text{oxígeno}} = \frac{\text{Peso de un átomo de oxígeno}}{\text{Peso de la u.m.a.}} = 15,9994$$

es evidente que el peso de un átomo de oxígeno, podría ser calculado sin dificultad si se conociera el valor de la masa tomada como patrón (u.m.a.)

$$\text{peso de un átomo de oxígeno} = 15,9994 \times \text{peso de 1 u.m.a.}$$

El valor de la unidad de masa atómica se conoce y, debe recordarse que se trata de una cantidad extraordinariamente pequeña, como que es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono:

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Contando con el valor numérico de la u.m.a. y el peso atómico de un elemento, se puede calcular el peso real de un átomo de ese elemento.

Continuando con el ejemplo de oxígeno:

$$\begin{aligned} PA \text{ abs oxígeno} &= PA \text{ oxígeno} \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ &= 15,9994 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ &= 2,6559 \times 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Este peso real de un átomo del elemento se llama su peso atómico absoluto y se simboliza como PA abs.

Peso molecular absoluto

De forma análoga, es posible definir el **peso molecular absoluto de una sustancia** como el *peso real de una de sus moléculas* y, se lo abrevia como PM abs.

Así, el oxígeno molecular (O₂) tiene un peso molecular absoluto:

$$\begin{aligned} PM \text{ oxígeno} &= 2 PA \text{ oxígeno} = 2 \cdot 15,9994 = 31,9988 \\ PM \text{ abs oxígeno} &= PM \text{ oxígeno} \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 31,9988 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 5,3118 \times 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Es importante destacar, que tanto los pesos atómicos como los moleculares absolutos, son números que poseen unidades.

Con el objeto de brindar una clara visualización acerca de las ventajas de utilizar los pesos atómicos o moleculares relativos en lugar de los absolutos, se profundiza en el análisis de dos términos fundamentales en la química: **átomo-gramo** y **mol**.

Átomo-gramo. Número de Avogadro

Se define como **átomo-gramo** de un elemento (at-g) a la masa del mismo, que expresada en gramos, coincide numéricamente con su peso atómico relativo.

Si se observa en una Tabla Periódica de los Elementos, tabla en la cual se ordenan los elementos, siguiendo lo establecido en la Ley Periódica, ubicándolos en orden creciente de su número atómico (Z), dando origen a columnas verticales y filas horizontales, el peso atómico relativo del elemento azufre (S), puede leerse

que el mismo es igual a 32,064. Luego, por definición, un átomo-gramo de azufre pesa 32,064 gramos. De la misma manera es posible obtener el peso relativo del sodio (Na) y por lo tanto el peso de un átomo-gramo de sodio y que es igual a 22,989 gramos.

A partir de estos datos, es posible calcular cuál es el número de átomos necesarios para tener 32,064 g de S y 22,989 g de Na. Es importante dejar en claro, que el mismo tratamiento es válido para cualquier elemento de la tabla periódica.

Para resolver esta cuestión, es necesario recurrir al concepto de peso atómico absoluto. Así:

$$PA \text{ abs del S} = 32,064 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$PA \text{ abs del Na} = 22,989 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Como el PA abs es el peso de un átomo del elemento, se puede plantear lo siguiente:

Para el azufre:

$$\begin{aligned} 32,064 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} & \text{_____} 1 \text{ átomo} \\ 32,064 \text{ g} & \text{_____} x = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Para el sodio:

$$\begin{aligned} 22,989 \cdot 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} & \text{_____} 1 \text{ átomo} \\ 22,989 \text{ g} & \text{_____} x = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Como 32,064 g y 22,989 g son respectivamente 1 átomo-gramo de S y 1 átomo-gramo de Na se concluye que el número contenido de átomos contenidos en 1 átomo-gramo de un elemento es constante e igual a $6,023 \times 10^{23}$. Este número ha sido determinado con precisión por una decena de métodos y, recibe el nombre de **Número de Avogadro** y se simboliza como N_A .

$$N_A = 6,023 \times 10^{23} = \text{número de átomos en 1 átomo-gramo de un elemento}$$

Como puede observarse de cualquiera de las tres reglas de tres antes planteadas, se desprende que:

$$6,023 \times 10^{23} = \frac{1}{1,66 \times 10^{-24}}$$

o sea que:

$$N_A = \frac{1 \text{ g}}{\text{uma(eng)}}$$

y también

$$N_A = \frac{\text{Atomo- gramo}}{\text{PAabsoluto}}$$

El N° de avogadro, es el número de átomos de un elemento que hay en su respectivo átomo-gramo. Como tiene idéntico valor para todos los elementos es una constante universal cuyo valor es $6,023 \times 10^{23}$. Ej: en un átomo-gramo de H (1gr) hay $6,023 \times 10^{23}$ átomos, en un átomo-gramo de Al (27gr) hay $6,023 \times 10^{23}$ átomos, etc..

Mol: Como consecuencia del uso de N_A , surge una nueva unidad en el Sistema Internacional denominada **mol** y que corresponde al N_A de partículas constitutivas de una sustancia. Por ejemplo, para una partícula, cuyas partículas individuales son átomos, un mol es la cantidad que contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos del mismo. Cuando esa cantidad se expresa en gramos recibe el nombre de átomo-gramo, ya definido antes.

En el caso de sustancias formadas por moléculas, $6,023 \times 10^{23}$ moléculas constituyen un mol de la especie y su masa correspondiente, expresada en gramos, se conoce como peso molecular gramo o molécula-gramo.

Así, por ejemplo, se 18,0052 es el peso molecular relativo del agua, 18,0052 g es la masa de 1 mol y dicha masa contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas.

La introducción de los pesos atómicos y moleculares relativos, así como sus relaciones con el átomo-gramo y el mol, permiten a los químicos trabajar con masas perfectamente medibles en el laboratorio. Estas masas involucran una enorme cantidad de átomos y moléculas.

En el supuesto caso en el cual 1 átomo de A reacciona con 2 átomos de B; $6,023 \times 10^{23}$ de átomos de A reaccionarán con $2 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de B, y aquí se centra el meollo de la cuestión: la masa de 1 átomo de A o de 2 átomos de B, no puede ser apreciada por instrumento alguno, pero si es posible pesar cantidades de átomos del orden del número de Avogadro de cualquiera de esos elementos y, precisamente, esas masas perfectamente medibles a nivel laboratorio, se logran con la introducción de los pesos atómico y molecular relativos, y con los conceptos de átomo-gramo y mol. Lo mismo que hay N átomos en un átomo-gramo de cualquier elemento; hay N moléculas en un mol o molécula-gramo de cualquier compuesto. En 16 gr de CH_4 (1 mol) hay $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de CH_4 y en 98 gr de H_2SO_4 (1mol) hay $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 . **Mol** es la cantidad de materia de un sistema que contiene $6,023 \times 10^{23}$ partículas elementales. Esa cantidad de materia cuando se trata de un elemento es el átomo-gramo y cuando se trata de una sustancia (simple o compuesta) es la molécula gramo.

DETERMINACIÓN DE FÓRMULA MÍNIMA Y FÓRMULA MOLECULAR

Día a día se descubren nuevas sustancias y es necesario establecer sus fórmulas químicas.

La fórmula química de una sustancia expresa el número y clase de átomos presentes en su molécula y se obtiene generalmente por métodos experimentales, requiriéndose los siguientes datos de la sustancia:

- 1 Elementos que la forman.
- 2 Composición centesimal.
- 3 Peso atómico de los elementos.
- 4 Peso molecular.

La fórmula mínima permite conocer la proporción de los elementos en la sustancia; es la fórmula más simple y se obtiene mediante la aplicación de los siguientes pasos:

- 1 Determinar la composición centesimal.
- 2 Determinar el número de átomos de cada elemento (atomicidad).
- 3 Establecer la fórmula mínima.

Como se expuso antes, el primer paso para acceder a las fórmulas mínima y molecular, es preciso conocer primero la **composición centesimal** del sistema en estudio.

La **composición centesimal de un sistema material** es la cantidad en gramos de cada componente presentes en 100 g de muestra. Por otra parte, la **composición centesimal de una sustancia** es la cantidad en gramos de cada elemento presente de 100 g de la misma.

Su determinación es simple y requiere de los conceptos de peso atómico, peso molecular y número de Avogadro.

El procedimiento para acceder a la fórmula molecular de un compuesto, puede verse a través del análisis ejemplo que se presenta a continuación: "El análisis de 18,6 g de un compuesto oxigenado de sodio arrojó el siguiente resultado: 13,8 g de sodio y 4,8 g de oxígeno".

Determinación de la composición centesimal

%

Na

18,6 g de sustancia

13,8 g de Na

100 g de sustancia

X = 74,2 g %

% O 18,6 g de sustancia 4,8 g de O 100 g de sustancia Y = 25,8 g %

Verificación: 74,2 % + 25,8 % = 100 %

Determinación de la atomicidad

Para el Na:

23 g de sodio _____ 1 átomo-gramo de Na

74,2 g de sodio _____ X = 3,2 g átomos-gramo de Na

Para el oxígeno:

16 g de oxígeno _____ 1 átomo-gramo de O

25,8 g de oxígeno _____ Y = 1,6 átomos-gramo de O

Considerando que en un átomo-gramo de cualquier elemento existe el número de Avogadro (N_A) de átomos, la relación atómica será:



Simplificando N_A , se obtiene:



Como no se puede hablar de fracciones de átomos, es que se hace necesario efectuar una operación que nos lleve a encontrar la relación con número enteros. Para ello es que se dividen todos los subíndices por el menor de ellos:

$$Na: \frac{3,2}{1,6} = 2$$

$$O: \frac{1,6}{1,6} = 1$$

La **formula mínima** resultante es: **Na₂O**

En algunos compuestos, aún después de este cálculo, persisten números fraccionarios; en estos casos se busca el menor factor entero (2, 3, 4, etc.) que multiplicando por cada subíndice, elimine a la o las fracciones atómicas.

Por ejemplo, la fórmula que da la relación atómica de un compuesto formado por azufre, oxígeno y sodio es $\text{Na}_1\text{S}_1\text{O}_{1,5}$; en este caso el factor que permite eliminar la fracción de átomos y llegar a la fórmula mínima: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Fórmula molecular

Una vez obtenida la fórmula mínima, el paso siguiente consiste en determinar el peso de la fórmula mínima (PFm), este peso puede ser el peso molecular del compuesto o un submúltiplo del mismo. El número entero de veces (n) que el PFm está contenido en el peso molecular del compuesto (que se determina experimentalmente por métodos específicos) se calcula dividiendo a este último por el PFm.

Continuando con el ejemplo del compuesto oxigenado de sodio, se determinó experimentalmente que su peso molecular es igual a 62. Con la fórmula mínima se calcula el peso de la fórmula mínima, que en este caso es igual a 62.

Con ambos datos, es posible calcular n y, finalmente determinar la fórmula molecular.

$$n = \frac{\text{peso molecular del compuesto}}{\text{peso de la fórmula mínima}} = \frac{62}{62} = 1$$

$$\text{peso de la fórmula mínima} = 62$$

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{Fórmula mínima})_n = (\text{Na}_2\text{O})_1 = \text{Na}_2\text{O}$$

UNIDAD V. FORMULACIÓN DE SUSTANCIAS INORGÁNICAS

INTRODUCCIÓN

En este capítulo, se aprenderá a escribir fórmulas de compuestos inorgánicos y a nombrarlos. Este aprendizaje se desarrolla en gran parte asentado sobre una metodología sistemática que surge de los *estados de oxidación* de los elementos y que conduce a la deducción del nombre o fórmula del compuesto, aunque en parte debe recurrirse también a la memoria. De todas maneras, una intensa ejercitación le permitirá familiarizarse rápidamente, con el simbolismo y vocabulario químicos.

Las reglas indicadas aquí son las que rigen de acuerdo a los establecido en la materia por la I.U.P.A.C. En principio, y en forma general, es posible afirmar que la forma positiva de un compuesto se escribe en primer término de las fórmulas, pero se nombra y generalmente, está constituida por un metal (en óxidos, hidróxidos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o en un no metal combinado con otro no metal más electronegativo, como el oxígeno (en los óxidos ácidos), el azufre o los halógenos.

Antes de comenzar con la formulación de los compuestos inorgánicos, es necesario establecer algunos conceptos previos que resultan de gran interés.

Estado de oxidación

En numerosas ocasiones se ha utilizado el término “valencia” para describir matemáticamente como se encuentra combinado un determinado elemento en sus compuestos. Un concepto relacionado con aquel, pero de mayor utilidad, es el que se conoce como *estado de oxidación* o *número de oxidación*, el cual surge de la asignación teórica, a modo de reparto, de los electrones que forman los enlaces en un compuesto, entre sus distintos átomos de acuerdo con sus electronegatividades. Esto significa, que dado un determinado compuesto, se asignan supuestamente los

electrones que forman cada unión entre dos átomos, al más electronegativo de los dos, y luego, finalizado el “reparto” se compara el número de electrones totales que le “queda” a cada átomo en su capa de valencia, con el número que posee en dicha capa cuando se encuentra en su estado elemental, es decir no combinado, condición esta a la que le corresponde número de oxidación cero. De este balance surge un número de oxidación positivo si al átomo combinado le corresponden menos electrones de valencia que en el estado libre, mientras que, si ha ganado electrones, se le asigna número de oxidación negativo, y su valor está dado por el número de electrones de diferencia.

Cabe acotar, que el mencionado “reparto” al que se ha hecho referencia antes, no es arbitrario, sino que se produce a partir de una verdadera transferencia de electrones.

En conclusión, el **número de oxidación** es un número generalmente entero, al que se le antepone un signo positivo (+) o negativo (-), que indica:

Número entero: número de electrones de un átomo, que participan en las uniones con otros átomos, para formar una molécula.

Signo positivo (+): Se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a ceder electrones en sus uniones (elementos menos electronegativos).

Signo negativo (-): Se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a atraer electrones en sus uniones (elementos más electronegativos).

Electronegatividad

Es una medida de la tendencia de los átomos a atraer electrones en sus uniones con otros átomos, en los compuestos.

Clasificación de los compuestos inorgánicos

Los compuestos inorgánicos se pueden clasificar según la clase y el número de átomos diferentes que constituyen la fórmula química de una determinada sustancia. En el esquema siguiente se ilustra la mencionada clasificación.

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS



COMPUESTOS BINARIOS

Son aquellos compuestos cuya fórmula química contiene dos clases de elementos diferentes, independientemente del número de cada uno de ellos.

En los compuestos binarios, uno de los componentes actuará con estado de oxidación negativo, el más electronegativo, y el otro lo hará con número de oxidación positivo, combinados en relación numérica tal que el compuestos sea neutro, lo cual se logra, en principio, mediante la intervención de tantos átomos de cada uno de los elementos como número de oxidación posea el otro, pues de esta manera se neutralizan mutuamente. Esto se conoce como el *método del número de oxidación cruzado*.

Previo al desarrollo del método para obtener la fórmula química mediante el método del número de oxidación cruzado, es importante recordar algunas reglas que resultarán muy útiles:

- 1 El número de oxidación del H en la mayoría de sus combinaciones es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.
- 2 El número de oxidación del O en la mayoría de sus combinaciones es -2, excepto en los peróxidos que es -1.
- 3 Los elementos de los grupos I A y II A (representativos) de la tabla periódica, tienen números de oxidación +1 y +2, respectivamente.
- 4 El número del grupo al que pertenece un elemento, indica su máximo número de oxidación (son excepciones, para los elementos representativos, O, F y Po).
- 5 El número de oxidación negativo con el que actúan algunos de los elementos no metálicos (o más electronegativos) se puede determinar restando 8 al número de grupo al que pertenece, por ejemplo, N, O, S, X (X = halógenos).
- 6 El número de oxidación de los átomos de sustancias elementales o simples es por convención 0.
- 7 El número de oxidación del átomo de iones monoatómicos es de igual magnitud y signo que su carga.

Un **ión** es un átomo o grupo de átomos cargados eléctricamente.

Reglas del número de oxidación cruzado para obtener la fórmula química de los compuestos binarios

- 1 Dada la nomenclatura de un compuesto binario, escribir el símbolo de cada átomo. Indicar arriba y a su derecha el número de oxidación correspondiente.
- 2 Ordenar los símbolos de mayor a menor número de oxidación, esto significa ordenarlos de menos a más electronegativos.
- 3 Para los compuestos inorgánicos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por el número de cada átomo, debe ser igual a 0. En esto se basa el método, que implica colocar como subíndice de cada átomo, el valor (sin signo) del número de oxidación del otro átomo.
- 4 El símbolo indica la presencia de un átomo en la fórmula química de un compuesto, por lo que el subíndice 1 se omite, siempre que sea mayor que 1, debe colocarse.
- 5 La fórmula química de los compuestos debe representar la menor cantidad de átomos que permita la neutralidad, por lo que siempre que sea factible, se divide ambos subíndices por el mayor número posible (simplificar). Para los peróxidos y compuestos de Hg (I) no puede aplicarse esta regla.

Hidruros

Son compuestos binarios cuya fórmula química contiene **hidrógeno** y otro **elemento, metálico** o no **metálico**. El elemento unido al H debe actuar con su menor número de oxidación.

Hidruros metálicos, iónicos o salinos

Su fórmula química contiene hidrógeno y un elemento metálico.

Nomenclatura: Se antepone la palabra **hidruro** a la preposición **de**, seguida del **nombre del elemento metálico**.

Ejemplo: NaH, hidruro de sodio. CaH₂, hidruro de calcio

Hidruros no metálicos

Su fórmula química contiene hidrógeno y un elemento no metálico.

Nomenclatura: **Nombre del elemento no metálico**, terminado en uro, seguido de **de hidrógeno**. Ejemplo: HCl, cloruro de hidrógeno. H₂S, sulfuro de hidrógeno.

Ácidos hidrácidos

Su fórmula química contiene hidrógeno y elemento no metálico. Se obtienen por disolución en agua, de los halogenuros de hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno, los cuales se encuentran al estado gaseoso. *Nomenclatura:* Se antepone la palabra **ácido** al **nombre del no metal** terminado en **hídrico**. Ejemplo:



Sintéticamente puede representarse de la manera siguiente:



Sales binarias

Son sales neutras derivadas de hidrácidos. Estos compuestos poseen una fórmula química constituida por **elemento metálico** y **elemento no metálico**.

Nomenclaturas:

1. Nomenclatura clásica

Elementos metálicos con un solo número de oxidación: Nombre del **elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido del nombre del **elemento metálico**.

Ejemplo: NaCl, cloruro de sodio.

Elementos metálicos con dos números de oxidación:

Con el menor número de oxidación: nombre del **elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido del nombre del **elemento metálico**, terminado en **oso**.

Ejemplo: FeCl_2 , cloruro ferroso. Con el mayor número de oxidación: nombre del **elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido del nombre del **elemento metálico**, terminado en **ico**. Ejemplo: FeCl_3 , cloruro férrico.

2. Nomenclatura moderna - Sistemática de Stock

–Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica.

–Elementos metálicos con dos números de oxidación: **nombre del elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido de la preposición **de** y el nombre del **elemento metálico**, indicando entre paréntesis y en números romanos, el **número de oxidación con que actúa**. Ejemplo: FeCl_2 , cloruro de hierro (II). FeCl_3 , cloruro de hierro (III).

Óxidos

Son compuestos cuya fórmula contiene **oxígeno** y **elemento metálico** (óxidos básicos) o **no metálico** (óxidos ácidos).

Óxidos básicos

Son compuestos cuya fórmula química contiene **oxígeno** y **elemento metálico**. El carácter básico se debe a que cuando el óxido reacciona con un ácido da una sal como producto. Los óxidos básicos solubles en agua, dan bases o hidróxidos.

Nomenclaturas:

1. Nomenclatura clásica o funcional

– Elementos metálicos con un solo número de oxidación: **Óxido de nombre del metal**. Ejemplo: CaO, óxido de calcio.

–Elementos metálicos con dos números de oxidación:

-Con el menor número de oxidación: **Óxido del metal** terminado en **oso**.
Ejemplo FeO, óxido ferroso.

-Con el mayor número de oxidación: **Óxido del metal** terminado en **ico**.
Ejemplo Fe₂O₃, óxido férrico.

2. Nomenclatura moderna - Sistemática de Stock ? Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica o funcional.

–Elementos metálicos con dos números de oxidación: **Óxido de nombre del elemento metálico**, indicando entre paréntesis y en números romanos, el **número de oxidación con que actúa**. Ejemplo: FeO, óxido de hierro (II).
Fe₂O₃, óxido de hierro (III).

3. Nomenclatura estequiométrica o de prefijos griegos **Número de átomos de oxígeno** (monóxido, dióxido, trióxido), seguido de la preposición **de** y del **número de átomos del elemento metálico** con su correspondiente nombre (el prefijo mono se omite respecto del elemento metálico).

Ejemplo: Li₂O, monóxido de dilitio. Fe₂O₃, trióxido de dihierro.

Óxidos ácidos

Son compuestos binarios cuya fórmula química contiene **oxígeno** y **elemento no metálico**. El carácter ácido se debe a que el óxido reacciona con una base para dar una sal como producto. Los óxidos ácidos que se disuelven en agua dando ácidos, se denominan anhídridos.

Unidad V. Formulación de Sustancias Inorgánicas

Los no metales forman óxidos ácidos con sus números de oxidación positivos, dado que el oxígeno es más electronegativo (excepto el F que tiene mayor electronegatividad que el oxígeno).

Nomenclaturas:

1. Nomenclatura clásica o funcional

–Elementos no metálicos que forman anhídridos con un solo número de oxidación: **Anhídrido** seguido del nombre del **no metal** terminado en **ico**.

Ejemplo: CO_2 , anhídrido carbónico.

– Elementos no metálicos que forman anhídridos con dos números de oxidación:

- Con el menor número de oxidación: **Anhídrido** seguido del nombre del **no metal** terminado en **oso**.

Ejemplo SO_2 , anhídrido sulfuroso.

- Con el mayor número de oxidación: **Anhídrido** seguido del nombre del **no metal** terminado en **ico**.

Ejemplo SO_3 , anhídrido sulfúrico.

–Elementos no metálicos que forman anhídridos con cuatro números de oxidación (cloro, bromo, iodo).

- Con los dos menores números de oxidación (+1, +3) **+1 anhídrido hipo** nombre del **no metal** terminado en **oso**.

Ejemplo: Cl_2O , anhídrido hipocloroso. **+3 anhídrido** nombre del **no metal** terminado en **oso**.

Ejemplo: Cl_2O_3 , anhídrido cloroso.

- Con los dos mayores números de oxidación (+5, +7) **+5 anhídrido** nombre del **no metal** terminado en **ico**. Ejemplo: Cl_2O_5 , anhídrido hipoclorico. **+7 anhídrido per** nombre del **no metal** terminado en **ico**. Ejemplo: Cl_2O_7 , anhídrido clórico.

2. Nomenclatura moderna - Sistemática de Stock

– Elementos no metálicos con un solo número de oxidación: **óxido** de nombre del **no metal**. Ejemplo: CO_2 , óxido de carbono.

– Elementos no metálicos que forman óxidos ácidos con más de un número de oxidación: **Óxido de nombre del no metal**, indicando entre paréntesis y en números romanos, el **número de oxidación con que actúa**. Ejemplo: SO_2 , óxido de azufre (IV). SO_3 , óxido de azufre (VI).

3. Nomenclatura estequiométrica o de prefijos griegos

Número de átomos de oxígeno (monóxido, dióxido, trióxido), seguido de la preposición **de** y del **número de átomos del elemento no metálico** con su correspondiente nombre (el prefijo mono se omite respecto del elemento no metálico). Ejemplo: SO_2 , dióxido de azufre. SO_3 , trióxido de azufre.

Casos especiales

El cromo (Cr) y el manganeso (Mn) como elementos (con número de oxidación cero) tienen propiedades metálicas; pero cuando actúan con sus mayores estado de oxidación (+6 para Cr ; +6 y +7 para Mn) poseen carácter no metálico, formando óxidos ácidos y los ácidos oxácidos correspondientes. Ejemplos: (+6) MnO_3 , anhídrido mangánico

(+7) Mn_2O_7 , anhídrido permangánico

(+6) CrO_3 , anhídrido crómico Manganeso con números de oxidación +2, +3 forma óxidos de carácter básico, con +4 forma MnO_2 , de carácter anfótero. Cromo con números de oxidación +2, +3 forma óxidos básicos.

COMPUESTOS TERNARIOS

Son compuestos cuya fórmula química está constituida por tres clases distintas de elementos.

Ácidos oxácidos Son compuestos cuya fórmula química contiene **hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno.**

Nomenclaturas

1. Clásica o funcional Deriva del nombre del anhídrido correspondiente **cambiando** la palabra **anhídrido por ácido**. En general, se antepone la palabra **ácido** al nombre del **elemento no metálico**, terminado en:

-**OSO**, si el elemento no metálico forma ácidos con dos números de oxidación y actúa con el menor.

Ejemplo: H_2SO_3 , ácido sulfuroso.

-**ICO**, si el elemento no metálico forma ácidos con dos números de oxidación y actúa con el mayor. Ejemplo: H_2SO_4 , ácido sulfúrico.

-**ICO**, si el elemento no metálico forma ácido con un solo número de oxidación.

Ejemplo: H_2CO_3 , ácido carbónico.

- Para elementos que pueden formar ácidos con cuatro números de oxidación, tomar como referencia la nomenclatura de los anhídridos correspondientes.

2. Moderna o sistemática de Stock

A la palabra **ácido**, le sigue el **número de átomos de oxígeno** de sus fórmula química (oxo, díoxo, trioxo, tetroxo, etc.), continuando con el **número de átomos** y el nombre del **elemento no metálico**, terminado en ico, señalando entre paréntesis y en números romanos, su **número de oxidación**. Cuando hay un solo átomo del elemento no metálico, el prefijo mono se omite.

Ejemplos: H_2SO_4 , ácido tetraoxosulfúrico (VI); $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ácido heptaoxidocrómico (VI). Los prefijos meta, piro, orto, hipo y per, no se usan en esta nomenclatura.

Fórmula química**Métodos para obtener las fórmula química de los oxácidos****Método I**

Partiendo de la nomenclatura clásica o funcional del oxácido y conociendo la fórmula química del anhídrido correspondiente.

1-Escribir la fórmula química del anhídrido, deducida del nombre del ácido dada.

2-Sumarle una molécula de agua, indicando como subíndice las sumatorias de cada átomo.

3-Colocar los elementos en el siguiente orden: hidrógeno, no metal, oxígeno.

4-Simplificar los subíndices siempre que sea posible.

Ejemplo:

ácido cloroso

Algunas excepciones:

a. Ácido dicrómico ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$): sumar dos moléculas de anhídrido crómico y una molécula de agua.

b. Ácido ortofosforoso o fosforoso (H_3PO_3): sumar una molécula de anhídrido fosforoso y tres moléculas de agua.

c. Ácido pirofosfórico ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$): sumar una molécula de anhídrido fosfórico y dos moléculas de agua. Ácido ortofosfórico o fosfórico (H_3PO_4): sumar una molécula de anhídrido fosfórico y tres moléculas de agua.

Los ácidos metafosforoso y metafosfórico, a partir de los respectivos anhídridos más una molécula de agua, y el ácido pirofosforoso, anhídrido más dos moléculas de agua, no existen, pero pueden ser escritos teóricamente. Sin embargo, existen las sales correspondientes.

Método II

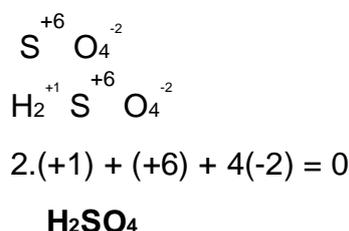
Partiendo de la nomenclatura sistemática de Stock

Se basa en que la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que constituyen la fórmula química de un compuesto neutro es cero.

Escribir el elemento central (no metal), indicando su número de oxidación. A continuación el elemento oxígeno, indicando su número de oxidación (-2) y el número de átomos que se deduce de su nomenclatura. Completar con los hidrógenos necesarios (número de oxidación +1), de modo que se encuentre la electroneutralidad.

Ejemplo:

ácido tetroxosulfúrico (VI)



Bases o hidróxidos

Son compuestos cuya fórmula química contiene **elemento metálico**, **oxígeno** e **hidrógeno**. El oxígeno y el hidrógeno unidos formando una especie iónica llamada ión oxhidrilo o hidroxilo: **(OH)⁻**.

Nomenclaturas:

1. Nomenclatura clásica

Se debe diferenciar entre elementos metálicos con un solo número de oxidación y elementos metálicos con dos números de oxidación para formar hidróxidos.

– Elementos metálicos con un solo número de oxidación: **Hidróxido de** seguido del nombre del **metal**. Ejemplo: NaOH, hidróxido de sodio.

– Elementos metálicos con dos números de oxidación:

.Con el menor número de oxidación: **Hidróxido** seguido del nombre del **metal** terminado en **oso**. Ejemplo Fe(OH)₂, hidróxido ferroso.

.Con el mayor número de oxidación: **Hidróxido** seguido del nombre del **metal** terminado en **ico**. Ejemplo Fe(OH)₃, hidróxido férrico.

2. Nomenclatura moderna - Sistemática de Stock

– Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica.

– Elementos metálicos con dos número de oxidación: **Hidróxido de** seguido del **nombre del metal**, indicando entre paréntesis y en números romanos, el **número de oxidación con que actúa**. Ejemplo: NiO₂, hidróxido de níquel (II).

3. Nomenclatura estequiométrica o de prefijos griegos

Anteponer el prefijo **mono**, **di**, **tri**, etc., según el número de iones oxhidrilo de la fórmula química, a la palabra **hidróxido**, seguido de la preposición de y a continuación el **nombre del metal**.

Ejemplo: Fe(OH)₂, dihidróxido de hierro.

Fórmula química

Método para obtener la fórmula química de los hidróxidos

Si se supone la carga del ión HO⁻ como número de oxidación y, considerando al ión como una unidad, es posible obtener la fórmula química de las bases o hidróxidos aplicando las reglas del número de oxidación cruzado, para compuestos binarios.

De esto surge que la fórmula química de una base tiene un átomo del elemento metálico y un número de oxhidrilos igual al número de oxidación con el cual actúa el elemento metálico.



donde n es el número de oxidación con que actúa el elemento metálico.

Sales neutras derivadas de oxácidos (oxosales)

Son compuestos cuya fórmula química está compuesta por elemento metálico, oxígeno y elemento no metálico, incluidos Cr⁺⁶, Mn⁺⁶, Mn⁺⁷ y otros casos especiales. Son excepciones las oxosales de amonio, que no poseen elemento metálico y los fosfitos neutros, que son cuaternarios.

Nomenclaturas:

1. Nomenclatura clásica y moderna

Primera parte de la nomenclatura

Deriva del nombre del oxácido correspondiente y es coincidente para la

nomenclaturas clásica y moderna. En todos los casos se parte del nombre del oxácido correspondiente, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación **oso** por **ito**, o, **ico** por **ato**, según corresponda.

Segunda parte de la nomenclatura

Nomenclatura clásica

– Elementos con un solo número de oxidación: la primer parte del nombre según lo visto antes, seguido de la preposición **de** y del **nombre del metal**.

Ejemplo: NaCO_3 , carbonato de sodio

–Elementos metálicos con dos números de oxidación: la primer parte del nombre según lo visto antes, seguido del nombre del elemento metálico terminado en oso o en ico, según corresponda. Ejemplo: FeSO_4 , sulfato ferroso. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, sulfato férrico.

Nomenclatura moderna

–Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica.

–Elementos metálicos con dos números de oxidación: la primer parte del nombre según lo expuesto antes, seguido de la preposición **de** y el **nombre del elemento metálico**, indicando a continuación y entre paréntesis, el **número de oxidación** del mismo en **romanos**. Ejemplo: FeSO_4 , sulfato de hierro (II).

2. Nomenclatura sistemática de Stock

Al **número de átomos** y **nombre del elemento no metálico** o central, siempre terminado en **ato**, se le antepone el **número de átomos de oxígeno** de la fórmula química (1: oxo, 2: dioxo, 3: trioxo, etc.), indicando a continuación entre paréntesis y en números romanos el **número de oxidación con que actúa el no metal**. Luego sigue la preposición **de** y el **nombre del elemento metálico**, indicando entre paréntesis y en números romanos su **número de oxidación** si posee más de uno. Cuando hay un solo elemento no metálico, el prefijo mono se omite. Ejemplo: PbSO_4 , tetroxosulfato (VI) de plomo (II).

Fórmula química

Métodos para obtener la fórmula química de las oxosales ternarias

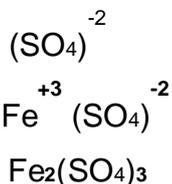
Método I

A partir de la fórmula química del oxácido del cual deriva y que es válido tanto para la nomenclatura clásica como para la nomenclatura moderna.

Dada la nomenclatura de la sal, se deduce de cuál ácido proviene. El método consiste en eliminar todos los hidrógenos del ácido correspondiente, considerando al resto como una unidad, a la cual se le asigna un supuesto número de oxidación, igual al número de hidrógenos eliminados, y con signo negativo.

El paso siguiente es escribir el elemento metálico correspondiente adelante. Luego se cruzan los números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario. Simplificar siempre que sea posible y, en el caso de que el subíndice sea igual a 1, se debe eliminar el paréntesis. Ejemplo: Escribir la fórmula química del sulfato férrico.

Deriva del ácido sulfúrico: H_2SO_4



Método II

Este método consiste en memorizar o disponer del nombre y la fórmula de un conjunto de iones, monoatómicos y poliatómicos.

Si se considera la carga del ión como su número de oxidación y los iones poliatómicos como una unidad, es posible obtener la fórmula química de la sal, aplicando las reglas del número de oxidación cruzado, a partir de cualquier nomenclatura.

Iones negativos más comunes

Para sales binarias:

Fluoruro	F ⁻
Cloruro	Cl ⁻
Bromuro	Br ⁻
Yoduro	I ⁻
Sulfuro	S ⁻²

Para hidróxidos

Oxhidrilo o hidroxilo	OH
-----------------------	----

Para sales ternarias (oxosales)

Nitrato - Trioxonitrato (V)	NO ₃ ⁻
Nitrito - Dioxonitrato (III)	NO ₂ ⁻
Hipoclorito - Oxoclorato (I)	ClO ⁻
Clorito - Dioxoclorato (III)	ClO ₂ ⁻
Clorato - Trioxoclorato (V)	ClO ₃ ⁻
Perclorato - Tetroxoclorato (VII)	ClO ₄ ⁻
Sulfito - Trioxosulfato (IV)	SO ₃ ⁻²
Sulfato - Tetroxosulfato (VI)	SO ₄ ⁻²
Carbonato - Trioxocarbonato (IV)	CO ₃ ⁻²
Fosfito - Ortofosfito	HPO ₃ ⁻²
Metafosfato - Trioxofosfato (V)	PO ₃ ⁻
Pirofosfato - Heptoxodifosfato (V)	P ₂ O ₇ ⁻⁴
Ortofosfato - Tetroxofosfato (V)	PO ₄ ⁻³
Manganato - Tetroxomanganato (VI)	MnO ₄ ⁻²
Permanganato -Tetroxomanganato (VII)	MnO ₄ ⁻
Cromato- Tetroxocromato (VI)	CrO ₄ ⁻²
Dicromato - Heptaoxidicromato (VI)	Cr ₂ O ₇ ⁻²

Iones positivos más comunes

Sodio	Na ⁺
Potasio	K ⁺
Litio	Li ⁺
Plata	Ag ⁺
Amonio	NH ₄ ⁺
Calcio	Ca ⁺²
Bario	Ba ⁺²
Cadmio	Cd ⁺²
Cinc	Zn ⁺²
Manganeso (II)	Mn ⁺²
Cromo (III)	Cr ⁺³
Cobre (I) - Cuproso	Cu ⁺
Cobre (II) - Cúprico	Cu ⁺²
Mercurio (I) - Mercurioso	Hg ₂ ⁺²
Mercurio (II) - Mercúrico	Hg ⁺²
Estaño (II) - Estañoso	Sn ⁺²
Estaño (IV) - Estáñico	Sn ⁺⁴
Plomo (II) - Plumboso	Pb ⁺²
Plomo (IV) - Plúmbico	Pb ⁺⁴
Hierro (II) - Ferroso	Fe ⁺²
Hierro (III) - Férrico	Fe ⁺³
Cobalto (II) - Cobaltoso	Co ⁺²
Cobalto (III) - Cobáltico	Co ⁺³

Ejemplo

Dada una nomenclatura: perclorato de potasio.

El primer paso es escribir los iones, el positivo adelante y después el negativo.



El segundo paso consiste en cruzar los números de oxidación.



Posteriormente, en el caso de ser posible, se deben simplificar los subíndices y, por último, eliminar los subíndices 1 y el correspondiente paréntesis.



Sales ácidas derivadas de hidrácidos

Son compuestos ternarios cuya fórmula química contiene **elemento metálico**, **hidrógeno ácido** (son aquellos que pueden desprenderse como H^+), y **elemento no metálico**.

Nomenclaturas

1-Anteponer el prefijo **bi** a la **nomenclatura clásica de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaHS, bisulfuro de sodio.

2-Intercalar la palabra **ácido** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaHS, sulfuro ácido de sodio.

3-Anteponer el prefijo **hidro** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaHS, hidrosulfuro de sodio.

4-Anteponer la palabra **hidrógeno** a la **nomenclatura moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaHS, hidrógeno sulfuro de sodio.

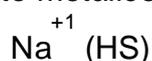
Fórmula química

Dada la nomenclatura, deducir la fórmula química del hidrácido correspondiente. Dejar un hidrógeno ácido correspondiente, considerar esto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo.

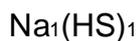
Ejemplo: Escribir la fórmula del hidrosulfuro de sodio.



Escribir el elemento metálico adelante.



Cruzar números de oxidación como en un compuesto binario.



Simplificar de ser posible. Eliminar paréntesis para subíndice 1.



Sales de amonio derivadas de hidrácidos

Son compuestos cuya fórmula química contiene **hidrógeno**, **nitrógeno** y **elemento no metálico**. El hidrógeno con el nitrógeno forman una unidad: **ión amonio**.

Ejemplo: NH_4Cl , cloruro de amonio.

Fórmula química

Considerar el ión $(\text{NH}_4)^+$ como ión metálico monoatómico y aplicar las mismas reglas que para obtener las fórmulas químicas de sales neutras binarias.

SUSTANCIAS CUATERNARIAS

Son compuestos formados por cuatro clases de elementos.

Sales ácidas derivadas de oxácidos

Son compuestos cuya fórmula química contiene **elemento metálico**, **hidrógeno ácido** (que puede liberarse como H^+), **oxígeno** y **elemento no metálico**.

Nomenclaturas:

Sales ácidas derivadas de oxácidos dipróticos.

1. Nomenclaturas clásica y moderna

–Anteponer el prefijo **bi** a la **nomenclatura clásica de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: KHSO_4 , bisulfato de potasio

–Intercalar la palabra **ácido** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: KHSO_4 , sulfato ácido de potasio

– Anteponer el prefijo **hidro** a la a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: KHSO_4 , hidrosulfato de potasio.

–Anteponer la palabra **hidrógeno** a la **nomenclatura moderna de la sal neutra** correspondiente. Esta es la nomenclatura adoptada por la I.U.P.A.C.

Ejemplo: KHSO_4 , hidrógeno sulfato de potasio

2. Sistemática de Stock

–Al **número de átomos** y **nombre del elemento no metálico** o central, terminado siempre en **ato**, se le antepone el **número de átomos de oxígeno** de la fórmula química (1: oxo, 2: dioxo, 3: trioxo, etc.), indicando a continuación entre paréntesis y en números romanos el **número de oxidación** con que actúa el **no metal**. Luego sigue **de hidrógeno** y, seguido del **nombre del elemento metálico**, indicando entre paréntesis y en números romanos su **número de oxidación** si posee más de uno. Cuando hay un solo átomo del elemento metálico, el prefijo mono se omite.

Ejemplo: KHSO_4 , tetroxosulfato (VI) de hidrógeno y potasio.

Sales ácidas derivadas de oxácidos con tres o más hidrógenos ácidos .

1. Nomenclaturas clásica y moderna

–Intercalar la palabra **monoácido**, **diácido**, **triácido**, etc. a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaH_2PO_4 , ortofosfato diácido de sodio.

– Anteponer el prefijo **monohidro**, **dihidro**, **trihidro**, etc. a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo: NaH_2PO_4 , dihidroortofosfato de sodio.

–Anteponer la palabra **monohidrógeno**, **dihidrógeno**, **trihidrógeno**, etc., a la **nomenclatura moderna de la sal neutra** correspondiente. Esta es la nomenclatura adoptada por la I.U.P.A.C.

Ejemplo: NaH_2PO_4 , dihidrógenoortofosfato de sodio.

2. Sistemática de Stock

–Al **número de átomos** y **nombre del elemento no metálico** o central, terminado siempre en **ato**, se le antepone el **número de átomos de oxígeno** de la fórmula química (1: oxo, 2: dioxo, 3: trioxo, etc.), indicando a

continuación entre paréntesis y en números romanos el **número de oxidación** con que actúa el **no metal**. Luego sigue **de mono, di, trihidrógeno** (según el caso) y, seguido del **nombre del elemento metálico**, indicando entre paréntesis y en números romanos su **número de oxidación** si posee más de uno. Cuando hay un solo átomo del elemento metálico, el prefijo mono se omite.

Ejemplo: NaH_2PO_4 , tetroxofosfato (V) de dihidrógeno y sodio.

Fórmula química Métodos para obtener la fórmula química de las sales ácidas derivada de oxácidos Método I

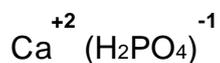
Dada la nomenclatura, deducir la fórmula química del ácido correspondiente.

Dejar en el ácido tantos átomos de hidrógeno como indica la nomenclatura, considerar esto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo.

Ejemplo: Escribir la fórmula química del dihidrógeno fosfato de calcio.

Deriva del ácido ortofosfórico: H_3PO_4 _____ $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{-1}$

Escribir el elemento metálico correspondiente



Cruzar números de oxidación como en el caso de un compuesto binario



Simplificar siempre que sea factible. Eliminar paréntesis en subíndice 1

Método II

A partir del nombre de la oxosal ácida y conociendo los siguientes iones.

Iones más comunes que contienen hidrógenos ácidos

Sales ácidas ternarias

Sulfuro ácido - Hidrosulfuro - Hidrógeno sulfuro HS

Sales ácidas cuaternarias

Sulfato ácido - Hidrosulfato - Hidrógeno sulfato	HSO_4^-
Sulfito ácido - Hidrosulfito - Hidrógeno sulfito	HSO_3^-
Carbonato ácido - Hidrocarbonato - Hidrógeno carbonato	HCO_3^-
Fosfito ácido - Hidrofosfito - Hidrógeno fosfito	H_2PO_3^-

Fosfato diácido - Dihidrofosfato - Dihidrógeno fosfato	H_2PO_4^-
Fosfato monoácido - Monohidrofosfato - Monohidrógeno fosfato	HPO_4^{2-}

El método consiste en considerar el ión correspondiente como una unidad a la que se encierra entre paréntesis y se le asigna un supuesto número de oxidación de igual magnitud y signo que su carga. Escribir adelante el elemento metálico de acuerdo a la nomenclatura y aplicar las reglas como en el método I.

Sales básicas

Son compuestos cuyas fórmulas químicas contienen **elemento metálico**, **hidrógeno**, **oxígeno** y **elemento no metálico**. El hidrógeno y el oxígeno unidos forman el ión oxhidrilo, el que le confiere carácter básico a estas sales. Ejemplo: MgOHCl , cloruro básico de magnesio.

Sales dobles

Son compuestos cuyas fórmulas contienen elemento **metálico 1**, **elemento metálico 2**, **oxígeno** y **elemento no metálico**.

Ejemplo: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, sulfato doble de aluminio y potasio -tetroxosulfato (VI) de aluminio y potasio.

Oxosales de amonio

Son compuestos en cuya fórmula están contenidos **hidrógeno** y **nitrógeno**, formando al ión amonio, **oxígeno** y **elemento no metálico**.

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

Se utiliza la misma nomenclatura que para oxosales neutras. El ión NH_4^+ debe ser considerado como una unidad.

UNIDAD VI. REACCIONES QUÍMICAS

Cuando una o más sustancias sufren cambios para formar sustancias diferentes, se está presencia de una “reacción química”. Las sustancias reactivas, o simplemente **reactivos**, se transforman en otras distintas, los **productos**, como consecuencia de una redistribución de átomos, iones o moléculas.

En esta redistribución, los átomos de las sustancias reaccionantes “cambian de vecino”, esto es, se producen rupturas y nuevas formaciones de uniones químicas.

Dadas dos o más sustancias puestas a reaccionar, no existen reglas rígidas que permitan establecer a priori, si la reacción es factible o no de suceder, y en el caso de que ocurra, debe determinarse experimentalmente el resultado, es decir los productos obtenidos.

Los cambios que se producen en las reacciones no incluyen la posibilidad de que un elemento se transforme en otro elemento, lo cual implicaría una modificación en la naturaleza misma de los átomos, más precisamente en el núcleo, fenómeno que no alcanza a producirse en las reacciones químicas.

Un ejemplo de una reacción química, lo constituye el proceso que ocurre cuando se hace reaccionar hidrógeno con oxígeno, bajo las condiciones adecuadas. El producto que se obtiene es agua, con propiedades muy diferentes a los elementos que le dieron origen.

Ecuación química

La descripción de la reacción que sirvió de ejemplo, en la sección anterior, no brindan una información completa acerca de la misma, puesto que no han sido mencionados los aspectos cuantitativos asociados con dicha reacción.

Todo la descripción expuesta en el ejemplo, aspecto cualitativo, conjuntamente con su significado cuantitativo, pueden expresarse mediante una **ecuación química**, la cual brinda muy concisamente una densa información acerca del fenómeno en estudio.

Las ecuaciones químicas se escriben e principio colocando las fórmulas de las sustancias reaccionantes, separadas de los productos por una flecha que simboliza la transformación:



Sin embargo, lo que se ha escrito aquí no constituye una ecuación aún, puesto que una ecuación implica igualdad, condición que quedará establecida cuando a ambos lados de la flecha, figure el mismo número de átomos de cada especie interviniente.

Dicha operación se conoce como *balance* o *ajuste* de una ecuación y generalmente se realiza mediante el procedimiento de *prueba y error*.

Balance de las reacciones químicas

El método de prueba y error es una aplicación de la Ley de Lavoisier o de la conservación de la materia: “En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante”.

Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda y a la derecha de la flecha en la ecuación química. Esto se puede lograr a través del uso de coeficientes, números enteros, que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

Conjunto de coeficientes estequiométricos

Los coeficientes numéricos que se colocan delante de las fórmulas para equilibrar la ecuación y, de esta manera, obtener una descripción cuantitativa que cumpla el principio de conservación de la masa, se denominan *coeficiente estequiométricos*, debido a que las relaciones de cantidades de combinación se denomina estequiometría, del griego *stocheion*: elemento, *metron*: medida. Los coeficientes estequiométricos son relativos. Así pues, la ecuación que se ha estado analizando, puede igualarse de la siguiente manera:



El significado de la existencia de infinitos conjuntos de coeficientes estequiométricos puede aclararse en la siguiente analogía. Se supone que existe una fábrica de mesas que las constituye a partir de una tabla (T) y cuatro patas (P). La ecuación que describe cualitativamente la “formación” de mesas es:



donde TP₄ es la “fórmula” de la mesa. Está claro que dada la composición de la mesa es necesario contar con 4 P por cada T, es decir, si se equilibra la ecuación se tiene:



lo cual describe cualitativa y cuantitativamente a la reacción de formación de mesas. Ahora, suponiendo que alguien realiza la igualación con otros coeficientes estequiométricos, por ejemplo:



esto es totalmente lícito. En lugar de establecer relaciones de combinación de formación de una mesa, la última ecuación describe los aspectos cuantitativos asociados a la formación de 3 mesas. No obstante, al carpintero le alcanza la “receta” para hacer una mesa, dada por la primera ecuación equilibrada y, en tal caso, si desea hacer tres mesas, triplica la cantidad de reactivos para obtener el triple de productos.

Cabe destacarse, que en la igualación de las reacciones químicas, se usan los números más pequeños posibles.

Para completar la información brindada por la ecuación química, en oportunidades se indica el estado físico de las sustancias participantes, lo que se realiza mediante el uso del siguiente simbolismo:

- Gases: se indica que una sustancia se encuentra en estado gaseoso colocando el símbolo (g) a continuación de su fórmula, o bien, si la reacción se verifica en el seno de una solución y se forma un producto gaseoso, mediante una flecha en sentido ascendente (↑), que representa su desprendimiento.
- Líquidos: colocando la letra (l) a continuación de su fórmula.
- Sólidos: mediante (s), o bien, con flecha hacia abajo (↓) si el sólido precipita desde una solución.
- Sustancia disuelta en solución acuosa: se simboliza (ac).

No existe un conjunto definido de reglas para el ajuste de las reacciones químicas, sin embargo, todo lo expuesto antes, más algún otro consejo, pueden resumirse en las siguientes recomendaciones:

- 1 Escribir las fórmulas correctas de todas las sustancias involucradas, (indicando de ser necesario el estado físico en el que se encuentran), colocando los reactivos a

la izquierda y los productos a la derecha de una flecha. Tanto los reactivos como los productos se separan entre sí por el signo + y, las fórmulas escritas no deben ser modificadas en el balance de la reacción.

2 Encarar en primer término el ajuste de las fórmulas más complejas, esto es, las que están constituidas por mayor número de elementos y, culminar el balance de la ecuación con los coeficientes correspondientes a las sustancias en estado elemental, si los hubiere.

3 Si ha sido necesario colocar coeficientes fraccionarios, una vez finalizado el ajuste, multiplicar todos los coeficientes de la ecuación por el mínimo factor necesario para que resulten todos números enteros.

Tipos de reacciones químicas

a. **Reacciones irreversibles:** transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola flecha en la ecuación química. Ejemplo: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$

b. **Reacciones reversibles:** por reacción de el/los productos obtenidos, se vuelven a formar las sustancias originales, alcanzándose un equilibrio. Se indica con doble flecha. Ejemplo: $\text{CaCO}_3 + \text{calor} \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$ Sistema cerrado.

c. **Reacciones exotérmicas:** transcurren con desprendimiento de calor. Ejemplo: $\text{CaO} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{calor}$.

d. **Reacciones endotérmicas:** transcurren con absorción de calor. Ejemplo: $2 \text{KClO}_3 + \text{calor} \longrightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

e. **Reacciones de combinación:** dos o más reactivos dan un solo producto. Ejemplo: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$

f. **Reacciones de descomposición:** a partir de una solo reactivo se obtienen dos o más productos.

Ejemplo: $4 \text{AgNO}_3 + \text{luz} \longrightarrow 2\text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{NO}_2$

g. **Reacciones de desplazamiento:** una sustancia simple (elemento metálico) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o elemento metálico de la sal) y uniéndose al resto.



Para que la reacción sea factible es necesario que el elemento desplazante se encuentre por encima del desplazado en la tabla de potenciales de oxidación de los elementos.

Tabla de potenciales de oxidación

Li - K - Ca - Na - Mg - Al - Zn - Cr - Fe - Ni - Sn - H - Cu - Hg - Ag - Au

POTENCIAL DE OXIDACIÓN

Los elementos que poseen mayor potencial de oxidación se oxidan con mayor facilidad (pierden electrones) para dar iones positivos.

h. **Reacciones de doble desplazamiento:** dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar.



Reacciones de doble desplazamiento SAL + SAL

Para que estas reacciones sean factibles al menos una sal producto debe ser más insolubles que las sales reactivas.



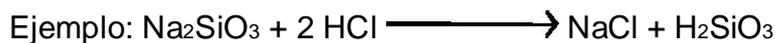
Reacciones de doble desplazamiento SAL + ÁCIDO

Para que una reacción entre una sal y un ácido sea factible, se debe cumplir alguna de las siguientes condiciones:

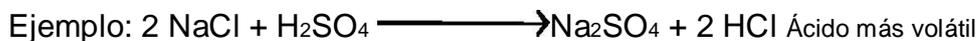
SAL 2 más insoluble que SAL 1



ÁCIDO 2 más insoluble que ÁCIDO 1



ÁCIDO 2 más volátil que ÁCIDO 1



Reacciones de doble desplazamiento SAL + BASE

Para que una reacción entre una sal y una base sea factible se debe cumplir alguna de las siguientes condiciones:

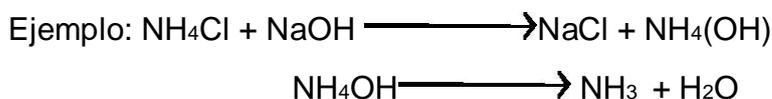
SAL 2 más insoluble que SAL 1



BASE 2 más insoluble que BASE 1



BASE 2 más volátil que BASE 1



A continuación, se detallan algunas consideraciones que ayudan a determinar la factibilidad de las reacciones:

Solubilidad de sales en agua

Solubles: se disuelve más de 1 g en 100 ml de agua.

Poco solubles: se disuelve entre 0,1 y 1 g en 100 ml de agua.

Insolubles: se disuelve menos de 0,1 g en 100 ml de agua.

Nitratos: todos solubles? Acetatos: todos solubles? Cloruros, ioduros y bromuros: todos solubles, excepto los de Ag,

Pb(II), Hg(I), y Cu (I)

Sulfatos: todos solubles, excepto los de Ba, Sr, Pb(II), que son insolubles y los de Ca, Ag, y Hg (II) que son pocos solubles

Sulfuros: todos insolubles, excepto de Na, Li, K, NH_4^+ , Ca, Sr y Ba Carbonatos y ortofosfatos: todos insolubles, excepto los de Na, Li, K, NH_4^+

Las sales de Na, Li, K, NH_4^+ son todas solubles

Sales inorgánicas insolubles de uso frecuente

CaCO_3 precipitado de color blanco

AgCl precipitado de color blanco

BaSO_4 precipitado de color blanco

Ag_2CrO_4 precipitado de color rojo

Ag_2SO_4 precipitado de color blanco

Solubilidad de bases

Son solubles las bases de Na, Li, K, NH_4^+ , poco solubles las de Ca, Ag y Hg (II) y el resto son insolubles.

Volatilidad de bases

En general las bases inorgánicas son fijas, excepto el hidróxido de amonio.

Solubilidad de ácidos en agua En general, los ácidos inorgánicos son todos solubles en agua, excepto casos particulares como el ácido metasilícico (H_2SiO_3) y el ácido túngstico (H_2WO_4).

Volatilidad de ácidos

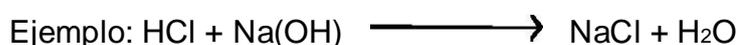
A continuación se presenta una tabla de solubilidad para ácidos de uso frecuente en el laboratorio

VOLATILIDAD

H_2SO_4 - H_3PO_4 - HCl - HNO_3 - H_2SO_3 - H_2S - H_2CO_3 - HCN

Más fijo o menos volátil

i. **Reacciones de neutralización:** la neutralización consiste en la unión del H^+ proveniente del ácido con el HO^- de la base, para producir H_2O (son casos particulares de reacciones ácido - base).



Dado que el número total de electrones permanece invariable, el número de electrones que cede la sustancia que se oxida, debe ser igual al número que gana la que se reduce. La conservación de las cargas demanda, por lo tanto, que cualquier aumento de un estado de oxidación deber ir acompañado por el correspondiente decrecimiento del otro. De acuerdo con lo dicho, la sustancia que se reduce, es responsable de que otra se oxide, razón por la cual se la denomina **agente oxidante**, inversamente, a la sustancia que se oxida se la denomina **agente reductor**.

Conclusión:

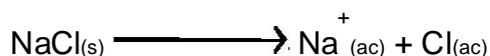
Reducción = ganancia de electrones = disminución del número de oxidación
Oxidación = pérdida de electrones = aumento del número de oxidación

Ecuaciones iónicas

La gran mayoría de las reacciones químicas se producen entre reactivos que se encuentran en solución (generalmente en solución acuosa), siendo esto particularmente cierto en las reacciones efectuadas en el laboratorio. Las sustancias iónicas, y muchas covalentes polares, al disolverse en agua se separan en sus iones (se disocian) y, de allí en más, cada uno de los iones generados se comporta como una partícula independiente.

Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio, se encuentran los

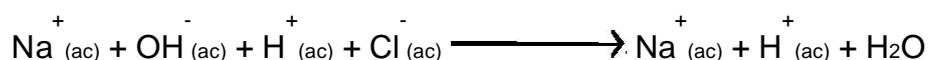
aniones Cl⁻ y los cationes Na⁺ “diseminados” por todo el seno de la solución, rodeados de moléculas de agua, y moviéndose cada uno de manera bastante independiente. Esta situación suele indicarse, como se mencionó anteriormente, mediante el símbolo (ac) colocado a continuación de la especie:



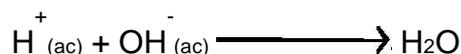
Para la siguiente reacción: $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

si se considera que se lleva a cabo en solución acuosa, las sustancias reaccionantes no se encuentran como moléculas, sino que, como consecuencia de su disociación, las especies presentes son iones: el NaOH está presente como catión Na^+ separado del anión $(\text{OH})^-$, y a su vez, el ácido está constituido por H^+ y Cl. Cuando una sustancia en solución acuosa se disocia completamente en sus iones, se dice que se trata de un **electrolito fuerte**.

De los dos productos formados, el NaCl es un electrolito fuerte, mientras que el H_2O no se encuentra apreciablemente disociada, **electrolito débil**, de modo que para representar adecuadamente dicha reacción en solución acuosa, debe escribirse:



Puede observarse que los iones Na^+ y Cl^- no han reaccionado, sino que se encuentran moviéndose libremente en el seno de la solución, ya que se trata de compuestos iónicos solubles, de modo que la reacción puede ser escrita:



Las ecuaciones en las que las sustancias participantes figuran con sus **fórmulas moleculares**, son denominadas **ecuaciones moleculares**, mientras que las ecuaciones en donde las especies aparecen todas ionizadas, se conocen como **ecuaciones iónicas**. Por último, las ecuaciones escritas como en el último ejemplo (caso del agua), se denominan **ecuaciones iónicas netas**.