



QUIMICA

Curso Inicial

Instituto Superior Experimental de Tecnología Alimentaria (ISETA)

Hipólito Yrigoyen 931 – Nueve de Julio

02317 425507 / 423305

www.iseta.edu.ar

¡ Bienvenidos !

Existe la creencia de que las ciencias exactas, y en particular la química, son “más difíciles” que otras disciplinas. En parte esta creencia es cierta, si se considera que para “comprender” la química son necesarios algunos requisitos previos, tales como manejar un lenguaje específico, memorizar numerosos símbolos, manejar conceptos físicos y químicos, interpretar racionalmente los fenómenos.

Sin embargo, con cierto grado de predisposición inicial y dedicación es posible introducirse en el maravilloso mundo de la química, que nos permite comprender la transformación de los materiales que nos provee la naturaleza y así poder actuar sobre ellos.

Es propósito de este curso inicial “refrescar” conceptos aprendidos por ustedes en el nivel medio e incorporar nuevos conocimientos. Para ello te proponemos algunas sugerencias:

- Tener siempre presente que el conocimiento es un tesoro inviolable indispensable para alcanzar la sabiduría que es la mayor riqueza de la humanidad
- Asistir regularmente a las clases, seguir las explicaciones de los docentes y obtener apuntes propios
- Preguntar inmediatamente lo que no se entiende y nunca quedarse con dudas
- Repasar los temas desarrollados en las clases y utilizar este cuadernillo y la bibliografía propuesta. Esto facilitará la comprensión del tema y se irá mejorando la capacidad para analizar y resolver problemas
- Analizar cuidadosamente las actividades propuestas en el cuadernillo para reafirmar los conceptos y resolver los problemas de aplicación

Siguiendo estas sugerencias y a medida que avances en la adquisición de conocimientos, te encontrarás con la agradable sorpresa que la química no es tan “difícil” como parecía al principio. Por el contrario, que es muy interesante, que está inserta en casi todas las actividades que desarrolla la especie humana y hasta es muy posible que termine por “gustarte”.

¡ Suerte !. los docentes

Objetivos:

- Afianzar conocimientos y habilidades en el uso de diversos lenguajes y en el manejo de la información.
- Tomar conciencia del trabajo grupal e interdisciplinario.
- Iniciarse en el conocimiento científico y en la interpretación de sus fundamentos filosóficos, epistemológicos y metodológicos.
- Acercarse a los problemas reales con un enfoque sistemático y metodológico.
- Repasar conceptos y adquirir nuevos conocimientos básicos, necesarios para el área de química de las carreras Técnico Superior en Tecnología de Alimentos y Técnico Superior en Producción Agrícola Ganadera.

Contenidos mínimos:

Introducción: ¿Qué estudia la química?. El método científico.

Sistemas materiales: Materia. Estados de agregación. Transformaciones. Propiedades. Composición centesimal. Pureza o riqueza de los reactivos. Composición química: átomos y moléculas. Estructura atómica.

Tabla periódica: Clasificación de los elementos. Período. Grupo. Número atómico. Número másico. Masa atómica y masa molecular. Fórmula mínima. Fórmula molecular. Estados de oxidación.

Compuestos inorgánicos: Formuleo. Nomenclatura.

Bibliografía de consulta:

- Angelini, M; Baugmgartner, E; otros. Temas de química general (versión ampliada). (2007). Ed. EUDEBA.
- Biasoli, G. A.; Weitz, C. S.; Chandías, D. O. T. Química general e inorgánica. (1996). Ed. KAPELUZ.
- Fernández Serventi. H. Química general e inorgánica. (1980). Ed. LOSADA.
- ISETA. Cuadernillo de estudio y ejercitación. 2010.
- Textos de química utilizados en el nivel secundario.

INDICE

	página
INTRODUCCION	5
¿Qué estudia la química?	6
El método científico	7
SISTEMAS MATERIALES	7
Materia	7
Estados de agregación de la materia	8
Transformaciones o fenómenos que experimenta la materia	10
Propiedades de los sistemas materiales	11
Composición centesimal	15
Pureza o riqueza de los reactivos	15
Composición química de la materia	16
Estructura atómica	18
TABLA PERIODICA	20
Número atómico y Número másico	20
Grupo y Período	21
Masa atómica y Masa molecular relativa y absoluta	23
Fórmula mínima y Fórmula molecular	24
Estados de oxidación (números de oxidación)	25
COMPUESTOS INORGANICOS	28
Óxidos básicos	30
Óxidos ácidos	31
Peróxidos	33
Hidruros metálicos	33
Hidruros no metálicos	33
Hidrácidos	34
Sales neutras derivadas de hidrácidos	35
Hidróxidos o bases	36
Oxoácidos u oxácidos	37
Oxosales (Sales neutras derivadas de oxácidos)	38
Sales ácidas derivadas de hidrácidos	40
Sales de amonio derivadas de hidrácidos	41
Sales ácidas derivadas de oxácidos	41
Sales básicas	43
Sales dobles	43
Oxosales de amonio	43
ACTIVIDADES	45

INTRODUCCION

¿Qué estudia la química?

El universo, según los actuales conocimientos, se halla formado por materia y energía, que unidas constituyen la base de todos los fenómenos objetivos.

La materia es estudiada por la química, la energía por la física y las relaciones de la materia con la energía en sus distintas formas por la química general.

No se conoce con certeza el origen de la palabra química, para algunos deriva de la palabra "chemia" que se usaba en Egipto y para otros de palabras griegas que significan infusión o mezcla.

La **química** es una rama de las ciencias naturales que estudia la materia, sus propiedades, estructura, transformaciones y leyes que rigen dichas transformaciones. Por ejemplo: el agua puede convertirse en dos gases: hidrógeno y oxígeno. Los químicos estudian qué es el agua, por qué y cómo puede convertirse en los dos gases y qué son el hidrógeno y el oxígeno.

Cuando la química investiga la realidad en procura de nuevos conocimientos se comporta como una *ciencia pura*. Si persigue fines utilitarios aprovechando los conocimientos para beneficio de la humanidad se convierte en *ciencia aplicada*.

Esta ciencia está estrechamente relacionada con varias disciplinas, desde la astronomía hasta la zoología, por lo tanto se encuentra en la mayoría de las ciencias naturales. Así la físico-química se relaciona con la física; la geoquímica con la geología y la mineralogía; la bioquímica con la biología, zoología y botánica; etc.

Como resultado de su extensión y diversidad se han establecido algunas divisiones básicas, muy relacionadas entre sí en la actualidad:

- **Química Orgánica:** Estudia primordialmente los compuestos del carbono, muchos de los cuales se obtienen a partir de sustancias naturales y la creación de compuestos sintéticos.
- **Química Inorgánica:** Trata de todos los elementos y sus compuestos. Los metales y no metales, formas simples y complejas. Ocurrencia, estructura, propiedades y aplicaciones.
- **Físico-Química:** Estudia el equilibrio y la termodinámica de las reacciones químicas, la energía asociada a las mismas, la estructura de las moléculas y sus propiedades.

- **Química Analítica:** Se ocupa del desarrollo de métodos que sirven para determinar la composición química de las sustancias y sus mezclas. Determina cuáles son los componentes presentes en una muestra y en qué cantidades cada uno de ellos.

El Método Científico

Es un camino idealizado o modelo para realizar investigaciones científicas.

Un modelo es una representación imaginaria que puede ser útil para describir un sistema o fenómeno físico real.

El método científico puede dividirse en una serie de etapas:

1.- *Experimentación y observación.*

2.- *Verificación de datos, regularidad, formulación de leyes e hipótesis.*

3.- *Formulación de teorías.*

4.- *Comprobación de las teorías.*

1.- Los experimentos que se realizan en el laboratorio tienen por objeto observar la naturaleza bajo condiciones controladas y recopilar como consecuencia una serie de datos.

2.- La verificación de los datos se realiza a través de la experimentación, reuniendo la información en forma concisa mediante las llamadas leyes. Las leyes proporcionan información para predecir el resultado de algunos experimentos no realizados. La ley recopila una gran cantidad de información pero no explica el por qué del comportamiento de la naturaleza. El paso siguiente es explicar el por qué de la ley, mediante el enunciado de una hipótesis (una suposición).

3.- La hipótesis debe ser probada experimentalmente y si la experimentación repetida la confirma pasa a ser teoría. Las teorías exponen clara y completamente el funcionamiento interno del sistema estudiado. El valor de teoría radica en que da una visión más profunda del cómo y por qué se produce el fenómeno.

4.- Cuando experimentalmente se demuestra que una teoría es incorrecta debe ser descartada o modificada.

La ciencia se desarrolla así, por una constante relación entre teoría y experimentación.

SISTEMAS MATERIALES

Materia

La química estudia la materia, siendo este concepto el primero que debemos definir. Diremos pues que:

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

Es materia el aire que respiramos, el agua que bebemos, el vidrio que forma un vaso, los minerales, etc.

Es conveniente aclarar los conceptos de masa e inercia. En nuestra vida diaria pensamos que la masa de un objeto y su peso son una misma cosa, empleamos las palabras masa y peso indistintamente, sin embargo es incorrecto ya que por definición son diferentes.

Masa es la cantidad de materia contenida en un objeto y es invariable.

Peso es la fuerza con que un objeto es atraído por la tierra.

Hablando con precisión entonces, diremos que la masa es cantidad de materia y el peso es una fuerza que varía en los distintos planetas y tiene distintos valores según el lugar donde se lo determine.

La masa es una propiedad que no depende del lugar donde se determine, pero el peso sí.

La inercia es la propiedad por la cual un objeto tiende a seguir en el estado en que se encuentra mientras no actúe sobre él una fuerza. Es la resistencia que un objeto ofrece a cualquier cambio en su estado de reposo o movimiento rectilíneo y uniforme.

Para llevar a cabo estudios químicos nos resulta útil definir la porción del universo que será objeto de dichos estudios. Decimos, pues que:

Un sistema material es una porción del universo que independizamos del resto del mismo en forma real o imaginaria para estudiarlo.

Un sistema material puede interactuar con el entorno intercambiando materia y/o energía. Si intercambia materia y energía se denomina *sistema abierto*, mientras que cuando no intercambia materia pero si puede intercambiar energía se lo denomina *sistema cerrado*. Un *sistema aislado* es aquel que no intercambia ni materia ni energía con el entorno.

Un sistema material puede contener uno o más cuerpos.

Un cuerpo es una porción limitada de materia en forma propia (no contenida en un envase).

Todo cuerpo tiene límites reales y peso: son cuerpos un lápiz, un litro de agua, un corpúsculo de polvo, etc.

Además, un sistema material puede estar formado por uno o más componentes o sustancias.

Sustancia o componente es una clase especial de materia que presenta siempre las mismas propiedades físicas y químicas bajo idénticas condiciones de observación.

Son sustancias el agua, el azúcar, el hierro, etc.

Estados de agregación de la materia

La materia puede presentarse en la naturaleza en diferentes estados: sólido, líquido, gaseoso.

El estado de agregación en que se presenta una sustancia depende del tipo de material, de la temperatura y de la presión. Cada uno de estos estados tiene características físicas propias que permiten diferenciarlos.

De un modo general diremos que:

Sólido es todo cuerpo que posee forma y volumen propio. Las partículas se mantienen en posiciones rígidas debido a que entre ellas predominan las fuerzas de cohesión. Los espacios entre las partículas son mínimos y el orden de ellas es perfecto.

Líquido es todo cuerpo que posee volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene. Se caracteriza por el equilibrio entre las fuerzas de cohesión y de repulsión. Los espacios entre las partículas son mayores que en el estado sólido. El orden de las partículas es inferior al del sólido, pudiendo desplazarse por una superficie.

Gas es todo cuerpo que posee la forma y el volumen del recipiente que lo contiene. Las fuerzas de repulsión son mucho mayores que las fuerzas de cohesión. Las partículas se hallan en completo desorden, razón por la cual son fácilmente compresibles.

Una sustancia puede cambiar su estado de agregación de la siguiente manera:

Fusión es el pasaje del estado sólido al líquido a temperatura constante.

La temperatura a la cual coexisten ambas fases (sólida y líquida) se denomina *temperatura de fusión* o *punto de fusión* de la sustancia. Cada sustancia tiene una temperatura de fusión que le es propia y depende de la presión exterior.

Mientras dura la fusión, la temperatura permanece constante.

Ebullición es el pasaje del estado líquido al gaseoso desde toda la masa del líquido a temperatura constante. Se diferencia de la evaporación porque ésta es un fenómeno de superficie que se produce a cualquier temperatura.

La temperatura a la cual coexisten ambas fases (líquida y gaseosa) se denomina *temperatura de ebullición* o *punto de ebullición*.

Solidificación es el pasaje del estado líquido al estado sólido a temperatura constante.

A presión normal, el agua congela a 0°C

Condensación es el pasaje del estado gaseoso al estado líquido a temperatura constante.

El vapor de agua que se encuentra en el aire se condensa en los vidrios o en cualquier superficie que se encuentre a menor temperatura.

Volatilización es el pasaje del estado sólido al estado gaseoso a temperatura constante, sin pasar por el estado líquido previamente.

Sublimación es el pasaje del estado gaseoso al estado sólido a temperatura constante, sin pasar por el estado líquido previamente.

Transformaciones o fenómenos que experimenta la materia

Fenómeno es toda transformación o cambio que sufre la materia.

Por ejemplo, al hervir agua en una olla destapada vemos cómo cambia del estado líquido al vapor.

Los fenómenos que sufre la materia se clasifican en:

a) Fenómenos físicos: *son aquellos en los que no cambia la composición de la sustancia, pudiendo cambiar la forma y el tamaño.*

Por ejemplo al cortar una hoja de papel, cambiamos su tamaño y forma pero sigue siendo la misma sustancia con las mismas propiedades intensivas que la caracterizan.

b) Fenómenos químicos: *son aquellos en los que cambia la composición o esencia de la sustancia. Hay transformaciones de unas sustancias en otras. Se asocian a las reacciones químicas.*

Por ejemplo, al quemar una hoja de papel se produce una combustión y el papel pasa a transformarse en carbón.

Propiedades de los sistemas materiales

Una propiedad es una descripción. Por ejemplo, al observar un trozo de hierro vemos su color, su resistencia al rayado, podemos pesarlo, determinar su volumen, comprobar cómo se comporta frente a un ácido, etc.

Las propiedades de la materia pueden clasificarse en:

a) Propiedades Extensivas: *son aquellas que dependen de la cantidad de materia*. Estas propiedades las poseen todas las sustancias de manera general.

Por ejemplo: el peso, la masa, el volumen. Si un recipiente contiene 1 litro de agua y otro recipiente contiene 10 litros de agua, es posible comprobar que la cantidad de agua en el segundo recipiente tiene mayor peso y volumen.

b) Propiedades Intensivas: *son aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada*. Por ejemplo: la densidad, el peso específico, los puntos o temperaturas de ebullición y fusión, la conductividad térmica y eléctrica, el índice de refracción. Estas propiedades son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio.

La densidad, comúnmente utilizada en el estudio de la química, es la masa de una sustancia por unidad de volumen.

Esta relación no depende de la cantidad de materia. Si tomamos dos trozos de aluminio de distinto tamaño a 20°C, tendrán distinta masa y volumen, pero la relación entre la masa y el volumen, es decir su densidad (d), será 2,698 g/cm³ independientemente de la cantidad de materia de ambos trozos de aluminio.

Si al analizar las propiedades intensivas de un sistema encontramos que tienen valores constantes en cualquier zona de éste, decimos que se trata de un sistema homogéneo. Por ejemplo agua salada, alcohol.

Si en cambio, encontramos variación de los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas de éste, decimos que se trata de un sistema heterogéneo. Por ejemplo agua con hielo, aceite y vinagre.

Un sistema homogéneo está formado por una sola fase; mientras que un sistema heterogéneo está formado por dos o más fases.

Se denomina fase a cada una de las porciones del sistema que presenta las mismas propiedades intensivas.

Un sistema puede clasificarse en homogéneo o heterogéneo según la forma de observación empleada y el tamaño de la muestra utilizada, por ello decimos que un sistema es homogéneo cuando se observa una sola fase al ultramicroscopio. De lo contrario decimos que es un sistema heterogéneo.

Si en un sistema existe una sola sustancia decimos que estamos ante la presencia de una sustancia pura (agua, nitrógeno líquido).

Si en un sistema existe más de una sustancia o componente decimos que es una mezcla (agua azucarada, alcohol, agua y aceite).

Las mezclas pueden ser homogéneas cuando presentan una sola fase vistas al ultramicroscopio (agua salada), y heterogéneas cuando presentan más de una fase vistas al ultramicroscopio (suspensión de polvo de carbón en agua).

A las mezclas homogéneas se las denomina *soluciones*. A las mezclas heterogéneas se las denomina *dispersiones*.

Una solución es una mezcla homogénea formada generalmente por dos componentes. El componente en menor proporción se denomina soluto y es el que se disuelve en el componente de mayor proporción denominado solvente.

Dependiendo de la cantidad de soluto que se disuelve en el solvente, las soluciones se clasifican en: *diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas*.

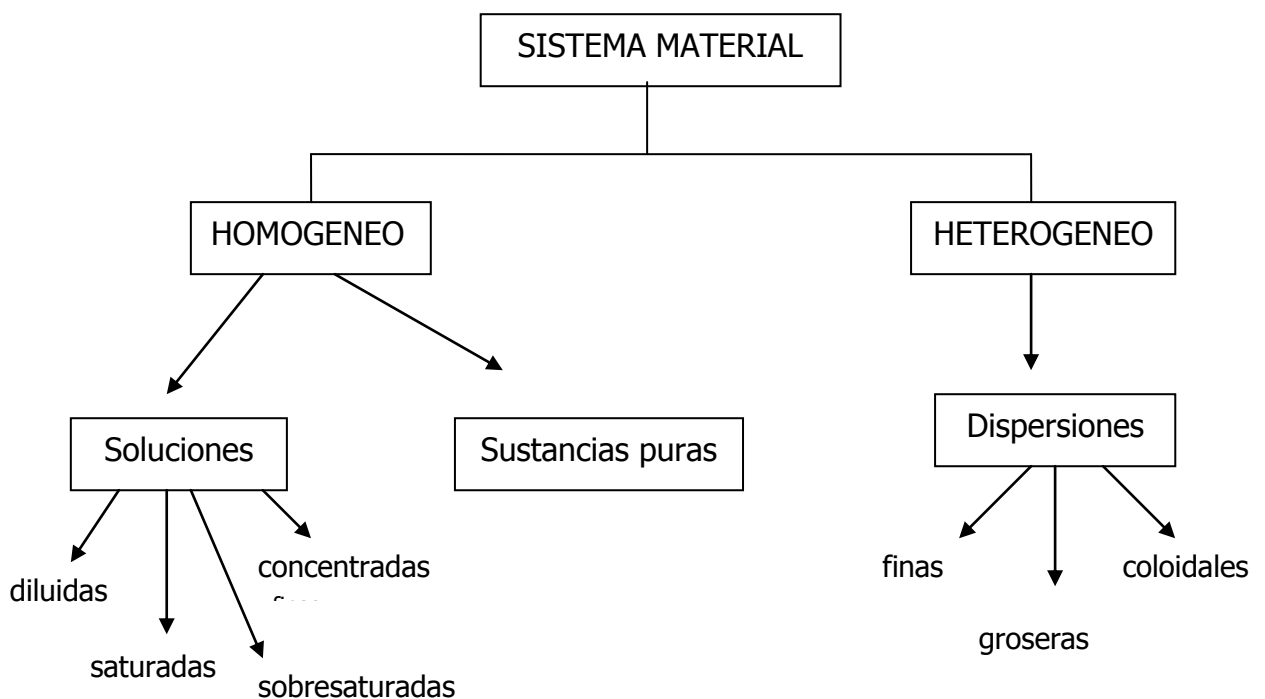
Una dispersión es una mezcla heterogénea formada generalmente por dos componentes. El componente que se encuentra en menor proporción se denomina fase dispersa y el componente que se encuentra en mayor proporción se denomina fase dispersante.

Dependiendo del tamaño de las partículas de la fase dispersa, las dispersiones se clasifican en: *groseras* (mayor a $0,1 \mu$), *finas* ($0,1 \mu$ a $0,01 \mu$) y *coloidales* ($0,01 \mu$ a $0,001 \mu$). Sabemos que:

μ = micrón (milésima parte del milímetro) $1\mu = 0,001 \text{ mm}$.

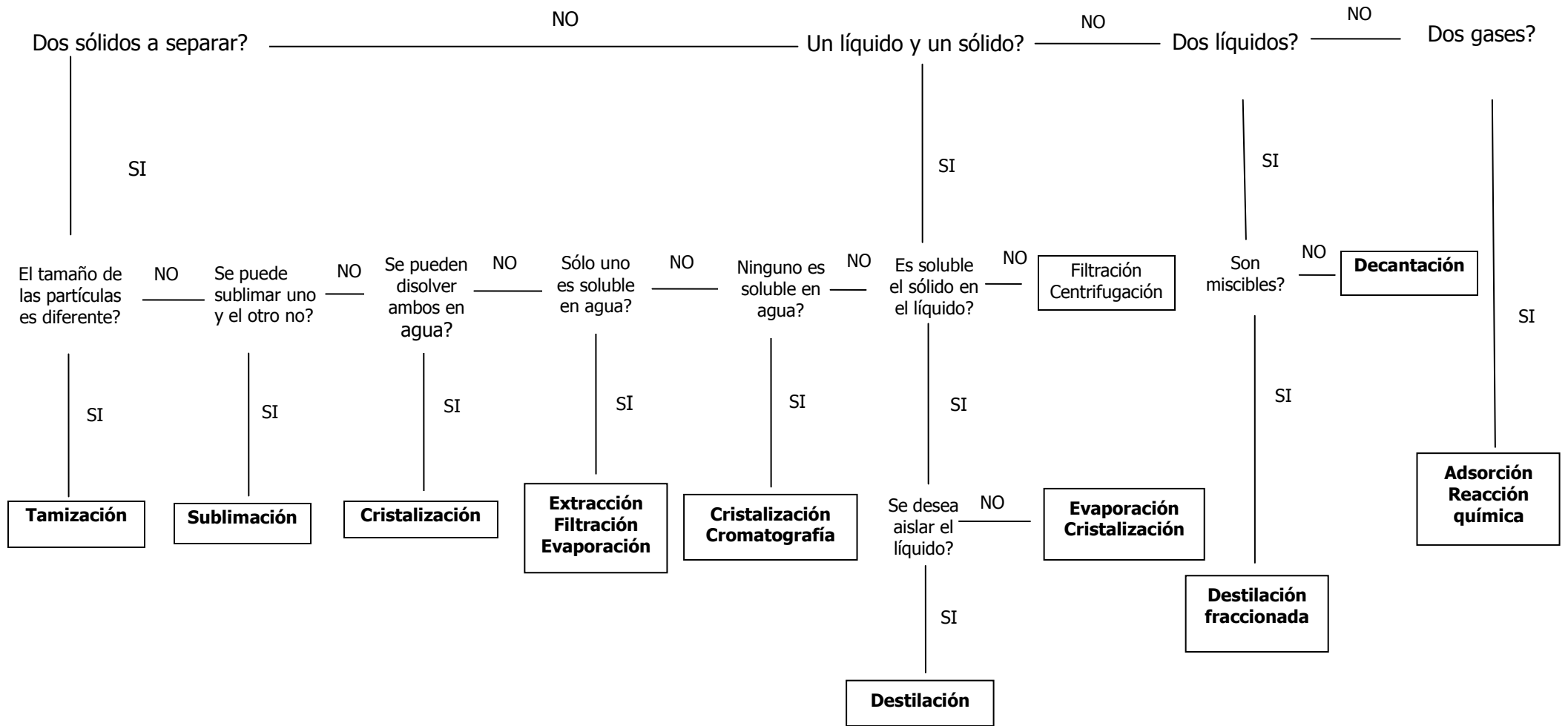
Las mezclas homogéneas pueden fraccionarse en sus componentes, mientras que las mezclas heterogéneas pueden separarse en sus componentes.

Resumiendo:



A continuación presentaremos un diagrama de flujo de los métodos de fraccionamiento y separación de fases de las mezclas homogéneas y heterogéneas respectivamente.

MEZCLA



Composición centesimal

A los fines de un trabajo en el laboratorio o planta, es sumamente importante conocer la composición de los sistemas materiales. Los métodos de separación de los componentes expuestos en el diagrama de la página anterior son el primer paso para conocer el aspecto *cualitativo*, es decir, saber cuáles son los componentes del sistema en estudio.

Ahora bien, conociendo la masa total del sistema, una medida de la masa de cada componente en el mismo nos informará sobre el aspecto *cuantitativo*. Por ejemplo, podemos indicar que una mezcla está formada por 100 gramos de proteínas, 25 gramos de grasa y 125 gramos de hidratos de carbono. Sin embargo, resulta útil expresar estos datos en forma de porcentajes. Para dicho ejemplo tendremos entonces que la mezcla se compone de 40% de proteínas, 10% de grasa y 50% de hidratos de carbono.

La composición centesimal indica la proporción de cada componente de un sistema en 100 partes del mismo.

En las soluciones existen diversas formas de expresar su composición, ya sea utilizando la masa de cada componente, el volumen de los mismos o la masa y/o volumen de la solución. Este tema se verá en detalle durante la cursada de primer año.

Pureza o riqueza de los reactivos

En el laboratorio, constantemente estamos trabajando con distintos reactivos, los cuales algunos pueden estar en estado puro, pero la mayoría de ellos no.

La pureza o riqueza de un reactivo es la proporción de sustancia (expresada en gramos o cm^3) pura que hay cada 100 partes totales (gramos, cm^3) del reactivo.

Por ejemplo, si decimos que el cloruro de potasio (KCl) que tenemos en el laboratorio tiene una pureza del 94%, estamos diciendo que de cada 100 gramos totales de reactivo, 94 gramos son KCl en estado puro y 6 gramos son impurezas que no se tratan de cloruro de potasio.

Si hablamos de la pureza de un reactivo en estado líquido y decimos que es del 70%, estamos diciendo que de cada 100 cm³ de reactivo, 70cm³ son sustancia pura.

Composición química de la materia

La materia está constituida por partículas muy pequeñas que conservan las propiedades características de esa sustancia llamadas *átomos*.

Átomo es la unidad más pequeña y sin carga eléctrica de un elemento capaz de combinarse químicamente.

La palabra átomo deriva del griego y significa "no divisible".

Los átomos rara vez se hallan libres y tienden a combinarse rápidamente con otros átomos de la misma especie o de diferentes especies para formar *moléculas*.

Molécula es la porción más pequeña de una sustancia que puede concebirse en condiciones libres sin que se modifiquen sus propiedades específicas.

"Condición libre" significa sin carga eléctrica.

El número de átomos que forman una molécula se llama atomicidad,

Las moléculas pueden estar formadas por átomos de la misma especie o de diferentes especies constituyendo sustancias simples o compuestas.

Sustancia simple es aquella que está formada por un átomo o un sólo tipo de átomo (todos los átomos son iguales, de la misma especie o elemento).

Son ejemplos de sustancias simples el oxígeno (O₂), el hidrógeno (H₂), el helio (He), el hierro (Fe).

Sustancia compuesta es aquella que está formada por varias clases de átomos (átomos de distintas especies o distintos elementos).

Son ejemplos de sustancias compuestas el agua (H₂O), el dióxido de carbono (CO₂), el cloruro férrico (FeCl₃).

El enorme número de sustancias que se conocen se caracterizan por su composición invariable y por tener propiedades específicas, definidas a determinada temperatura y presión. La mayoría de ellas puede transformarse en otras más sencillas al someterlas a la acción del calor u otras formas de energía (eléctrica, luminosa, etc.), es decir someterlas al análisis químico. Por ejemplo, el azúcar es una sustancia que al calentarla se transforma en vapor de agua y carbón. El carbón (carbono en su forma pura) no puede transformarse en otra sustancia más sencilla; sin embargo el vapor de agua aún puede descomponerse (mediante el pasaje de la corriente eléctrica) obteniéndose oxígeno e hidrógeno.

El carbono, el oxígeno y el hidrógeno no pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas, por ello se las denomina elementos.

Un elemento es el constituyente elemental de la materia; la unidad química o expresión más simple de la materia. Dicho de otra manera, un elemento es el material formado por átomos que tienen el mismo número atómico y que no puede descomponerse por métodos químicos en otras sustancias más simples.

Los elementos químicos conocidos son aproximadamente 106, de los cuales 92 se encuentran en la naturaleza y los restantes fueron obtenidos en el laboratorio. El nombre de los elementos deriva del griego o latín y generalmente hace referencia a alguna propiedad de dicho elemento o en homenaje a la persona que lo descubrió u obtuvo inicialmente o en recuerdo del lugar donde ello ocurrió. Por ejemplo el bario que significa denso o pesado, el californio porque se obtuvo por primera vez en California, el cloro que en griego hace referencia al color verde.

Los elementos se representan con *símbolos*. Los símbolos pueden ser una letra mayúscula o dos letras, siendo la primera mayúscula y la segunda minúscula. Así podemos citar al carbono (C), nitrógeno (N), cobalto (Co), níquel (Ni).

Estructura atómica

Hasta fines del siglo XIX, el átomo era considerado como una minúscula esfera indivisible, distinto uno de otro y de cuya unión resultaban las moléculas. Sin embargo, la existencia de ciertos fenómenos físicos y químicos impuso la necesidad de considerar al átomo como un sistema complejo.

El átomo es un conjunto fundamentalmente físico y su estudio ha sido realizado por físicos y químicos. El átomo fue resuelto en más de treinta partículas subatómicas elementales, de las cuales las más importantes para nuestros fines son tres: *protones*, *neutrones* y *electrones*.

Los protones son iguales entre sí, los neutrones son iguales entre sí y los electrones son iguales entre sí.

La masa del protón es muy similar a la del neutrón y la masa del electrón es 1840 veces menor que la del protón, razón por la cual se considera a la masa del electrón comparativamente despreciable.

Los protones son materia que poseen carga eléctrica positiva, los neutrones son materia que no tienen carga eléctrica y los electrones son materia que poseen su carga eléctrica negativa.

La carga del electrón es la más pequeña que se conoce y es igual en valor absoluto a la carga del protón.

El átomo es un ente eléctricamente neutro, por ello es lógico suponer que para que se mantenga dicha neutralidad, el número de protones debe ser igual al número de electrones.

El átomo está constituido en su mayor parte por un núcleo central, una zona extranuclear y por espacios vacíos. En el núcleo se encuentran alojados todos los protones y todos los neutrones que posee el átomo. El tamaño del núcleo es sumamente pequeño en relación al tamaño del átomo.

En la zona extra nuclear se encuentran los electrones girando alrededor del núcleo y formando una especie de nube electrónica.

El núcleo es el responsable de las propiedades físicas y la nube electrónica de las propiedades químicas del átomo.

TABLA PERIODICA

El ordenamiento adecuado de los elementos químicos de acuerdo con la estructura electrónica de sus átomos constituye la sistematización actual denominada Tabla Periódica.

La actual tabla periódica de los elementos se basa en la *Ley Periódica*, que establece que *las propiedades de los elementos químicos y sus compuestos dependen de la estructura del átomo y varían sistemáticamente con el número atómico (Z) de los elementos.*

Un elemento puede ser ubicado en la tabla periódica a partir de:

- a) su nombre
- b) su símbolo
- c) su número atómico (Z)
- d) grupo y período al que pertenece
- e) su configuración electrónica

Número Atómico (Z)

Teniendo en cuenta la estructura básica de un átomo, el número de partículas positivas (protones) contenidas en el núcleo del átomo de un elemento es el número atómico (Z) y permite identificarlo.

El número atómico (Z) es igual al número de protones de un átomo y por consiguiente igual al número de electrones (para un átomo neutro).

Se denominan isótopos a los átomos de un mismo elemento con igual número atómico (Z) y distinto número másico (A).

Los isótopos difieren en el número de neutrones.

Número Másico (A)

El número másico (A) es un número entero igual a la suma del número de protones más el número de neutrones presentes en el núcleo de un átomo.

Si representamos al número de neutrones con la letra N, tenemos que:

$$A = Z + N \text{ o también: } N = A - Z$$

Grupo y Período

Los elementos se ubican en la tabla periódica en orden creciente de su número atómico (Z), dando origen a columnas verticales y filas horizontales.

Las columnas verticales reciben el nombre de *grupos* y los elementos que la constituyen poseen *igual número de electrones externos o de valencia* y en consecuencia comportamiento químico similar debido a que todos poseen la misma configuración electrónica externa (oportunamente se verán algunas situaciones particulares como el hidrógeno y el helio y se estudiarán en profundidad las configuraciones electrónicas de los elementos). Los grupos se indican con números romanos y se hallan divididos en dos subgrupos: A y B. Así tenemos los grupos IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA; y por otro lado los grupos IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB y VIIIB.

Las filas horizontales se denominan *períodos* y en total hay 7 que se enumeran con números arábigos. El período al cual pertenece un elemento coincide con el *número de niveles de energía o capas electrónicas* que tiene el átomo de dicho elemento. Así tenemos los períodos 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

Según su ubicación en la tabla distinguimos tres bloques de elementos:

- 1) Elementos representativos: son los pertenecientes a los grupos IA al VIIIA. Los elementos representativos del grupo VIA reciben el nombre de *calcógenos*, los elementos del grupo VIIA se denominan *halógenos* y los elementos representativos

ubicados en el grupo VIIIA se denominan *gases nobles, inertes o raros*.

- 2) Elementos de transición: son los pertenecientes a los grupos IB al VIIIB.
- 3) Elementos de transición interna: son los pertenecientes a los Lantánidos y Actínidos ubicados en la parte posterior de la tabla periódica y que no forman ningún grupo.

Los elementos también pueden clasificarse según el carácter metálico en:

- a) Metales: son los elementos que se encuentran a la izquierda de la tabla periódica e incluye a los metales alcalinos (grupo IA), metales alcalinos térreos (grupo IIA), los lantánidos y los actínidos.
Los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad y son electropositivos.
- b) No metales: son los elementos que se encuentran a la derecha de la tabla periódica. Son malos conductores del calor y la electricidad y son electronegativos.
- c) Semimetales o metaloides: son los elementos que se encuentran inmediatamente por encima y por debajo de la escalera remarcada (ver tabla periódica) que comienza con el boro (B) y termina con el astato (At). Poseen algunas propiedades metálicas, principalmente al estado elemental, pero químicamente se comportan como no metales.

Podemos decir entonces que la tabla periódica permite obtener importante información de los elementos químicos, entre las que podemos mencionar: símbolo, nombre, número atómico (Z), peso atómico, estados de oxidación, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, estructura electrónica, estado físico, electronegatividad, potencial de ionización, etc.

Masa Atómica absoluta y relativa (A_r) – Masa Molecular absoluta y relativa (M_r)

El tamaño y la masa de los átomos de los distintos elementos que se encuentran presentes en la naturaleza son extremadamente pequeños. Por ejemplo, la masa, expresada en gramos, de un átomo de uranio (U) (uno de los elementos más pesados) es de $3,9 \times 10^{-22}$ gr. Por eso, las unidades de masa que conocemos son poco prácticas.

A principios del siglo XIX no se disponían de los medios necesarios para determinar la masa de un átomo o la masa de una molécula. Es por ello que los químicos utilizaron escalas relativas. ¿Qué significa esto?

Que los científicos pudieron hallar las masas atómicas relativas midiendo la masa de un elemento que está combinada con una masa conocida de otro elemento en un compuesto y determinar la relación de átomos de cada elemento que existe en dicho compuesto. Por ejemplo, se determinó experimentalmente que la relación entre las masas de oxígeno e hidrógeno en el agua es $\frac{1}{2}$ respectivamente.

Para establecer una escala de masas atómicas relativas se necesita elegir un elemento de referencia (patrón) y un valor arbitrario correspondiente a la masa de un átomo de dicho elemento (unidad).

En 1961 la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) adoptó la escala basada en el isótopo 12 del carbono, al que le asignó una masa atómica relativa de 12,0000 y entonces la unidad, llamada *unidad de masa atómica (u.m.a)* es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

Las masas relativas de todos los demás elementos se determinan por comparación de la unidad (u.m.a).

La masa atómica relativa (A_r) es un número entero, sin unidades, que indica cuántas veces mayor es la masa de un átomo de un elemento respecto de la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

En base a esto, si decimos que la masa atómica relativa (A_r) del potasio es 39, nos indica que la masa de un átomo de potasio es 39 veces mayor que la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo 12 del carbono.

La masa molecular relativa (M_r) indica cuántas veces es mayor la masa de una molécula de un compuesto respecto de la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

La masa molecular relativa se obtiene sumando las masas atómicas relativas de todos los átomos que integran la molécula de dicha sustancia.

En base a esto, si decimos que el M_r del agua es 18, queremos decir que una molécula de agua es 18 veces más pesada que la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

Fórmula Mínima - Fórmula Molecular

Como ya vimos, a los elementos se los representa por símbolos y a los compuestos por fórmulas químicas.

Una fórmula química contiene los símbolos de los diferentes elementos que componen la sustancia y la cantidad de átomos de cada elemento mediante un subíndice.

La fórmula mínima o empírica es una fórmula química que indica la relación entre los menores números enteros con que se puede expresar la proporción atómica de los elementos que forman un compuesto. Dicho de otro modo, es la mínima relación entre los átomos de los elementos que forman un compuesto.

Si decimos que la fórmula mínima de un compuesto es CH_2 estamos diciendo que la menor proporción entre los átomos de los elementos que forman el compuesto es de 1 átomo de C cada 2 átomos de H.

La fórmula molecular indica el número de átomos de cada elemento existente en la molécula de un compuesto.

Para el caso anterior, si decimos que la fórmula molecular es C_3H_6 , decimos que una molécula del compuesto está formada por 3 átomos de C y 6 átomos de H.

Para determinar la fórmula mínima de un compuesto debemos conocer su composición centesimal y las masas atómicas relativas de los elementos que forman el compuesto.

Para determinar la fórmula molecular de un compuesto debemos conocer la fórmula mínima, la masa relativa de la fórmula mínima y la masa molecular relativa.

Estados de Oxidación (números de oxidación)

Cuando se establece un enlace iónico entre dos elementos, uno de ellos (el de menor afinidad electrónica) pierde los electrones de su nivel de energía más externa y el otro elemento (el de mayor afinidad electrónica) los adquiere.

Un gran número de reacciones químicas involucran procesos de este tipo en los que uno o más átomos ceden electrones a uno o más átomos que los aceptan.

Por lo tanto podemos definir a la oxidación como el proceso por el cual una sustancia pierde electrones y reducción al proceso por el cual una sustancia gana electrones.

En algunas reacciones químicas no resulta tan sencillo determinar quién ha ganado y quién ha perdido los electrones y para resolver problemas de este tipo se introdujo el concepto de número de oxidación.

El número de oxidación es la carga asignada a cada átomo de un elemento en un compuesto, considerando que todas las uniones químicas en él son del tipo iónicas.

Por razones prácticas se usa la definición operacional de número de oxidación, que surge de establecer un conjunto de reglas de asignación para aplicarlas de modo sistemático:

Reglas de asignación de números de oxidación:

- 1) A los elementos, en su estado no combinado (sustancias simples) se les asigna número de oxidación cero (0). Ejemplos: Fe; Li; O₂; P
- 2) Para compuestos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, debe ser igual a cero.
- 3) Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, debe ser igual a la carga neta del ión. Ejemplos: K⁺ (número de oxidación +1); (SO₄)⁻² (número de oxidación -2).
- 4) El hidrógeno presenta habitualmente número de oxidación +1. Ejemplos: HF; HCl; H₂SO₄
Excepto cuando se combina con los metales en los compuestos binarios en los que tiene número de oxidación -1. Ejemplos: LiH; CaH₂
- 5) El oxígeno presenta habitualmente número de oxidación -2. Ejemplos: CaO; Na₂O
Excepto cuando el oxígeno forma peróxidos, que tiene número de oxidación -1. Ejemplos: Na₂O₂, H₂O₂
Excepto cuando el oxígeno se combina con el flúor que tiene número de oxidación +2. Ejemplo: FO₂
- 6) Los elementos del grupo IA de a tabla periódica presentan en sus compuestos número de oxidación +1. Ejemplos: NaF; Li₂O
- 7) Los elementos del grupo IIA de a tabla periódica presentan en sus compuestos número de oxidación +2. Ejemplos: CaO; BaSO₄

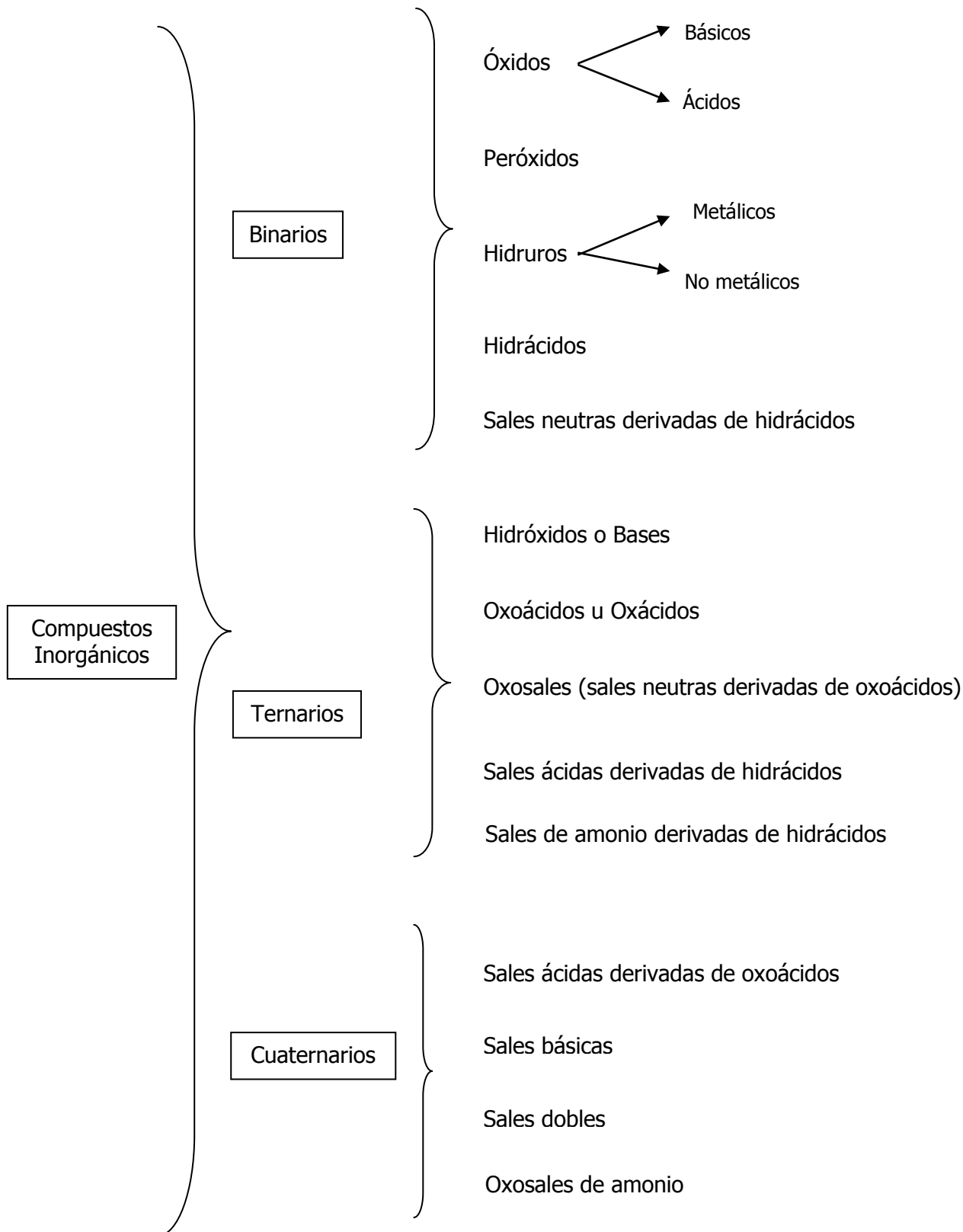
- 8) El elemento más electronegativo, el flúor, presenta en todos sus compuestos número de oxidación -1. Ejemplos: NaF; CaF₂, BF₃
- 9) Los elementos Cl, Br, I presentan habitualmente número de oxidación -1.
Ejemplos: NaCl, LiBr
- Excepto cuando forman compuestos ternarios con el oxígeno y un metal o el hidrógeno en que pueden presentar números de oxidación +1, +3, +5 o +7.
Ejemplos: NaClO₃; HBrO; KIO₄

COMPUESTOS INORGANICOS

Anteriormente habíamos definido a una fórmula química como la representación más sencilla de la clase y número de átomos que caracterizan e identifican a una sustancia.

Las clases de átomos se representan con los símbolos de los elementos y la cantidad de cada átomo con números enteros como subíndices de los símbolos. El subíndice 1 se omite.

De acuerdo a la cantidad de elementos, los compuestos inorgánicos pueden clasificarse como se muestra en la figura de la página siguiente:



Formuleo y Nomenclatura de los compuestos inorgánicos

Óxidos Básicos: Son compuestos formados por un elemento metálico unido a oxígeno.

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación correspondientes, recordando que el oxígeno actúa con número de oxidación -2.

Ejemplos: CaO, Na₂O FeO, Fe₂O₃

El carácter básico se debe a que cuando el óxido reacciona con un ácido da una sal como producto.

Por otro lado, los óxidos básicos cuando se disuelven en agua dan hidróxidos o bases.

1.- Nomenclatura clásica o funcional

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

“óxido de y nombre del metal”

Ejemplos: Li₂O óxido de litio Al₂O₃ óxido de aluminio

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“óxido y nombre del metal terminado en oso” (con el menor número de oxidación)

“óxido y nombre del metal terminado en ico” (con el mayor número de oxidación)

Ejemplos: FeO óxido ferroso Fe₂O₃ óxido férrico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación igual a la nomenclatura clásica o funcional.

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“óxido de y nombre del metal” seguido del número de oxidación del metal en números romanos y entre paréntesis

Ejemplo: FeO óxido de hierro (II) Fe₂O₃ óxido de hierro (III)

3.- Nomenclatura estequiométrica

“prefijo que denota el número de átomos de oxígeno” (monóxido, dióxido, trióxido etc.), 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).

Ejemplos: Li_2O monóxido de dilitio Al_2O_3 trióxido de dialuminio

FeO monóxido de hierro

Óxidos Ácidos: Son compuestos formados por un elemento no metálico unido a oxígeno.

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación correspondientes, recordando que el oxígeno actúa con número de oxidación -2.

Ejemplos: CO_2 , SO_3 , N_2O_3

El carácter ácido se debe a que el óxido reacciona con una base para dar una sal como producto.

Además, los óxidos ácidos que se disuelven en agua dando ácidos se denominan anhídridos.

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

1.- Nomenclatura clásica o funcional (para anhídridos):

a) Elementos no metálicos que forman anhídrido con un solo número de oxidación

“anhídrido y nombre del no metal terminado en ico”

Ejemplo: CO_2 anhídrido carbónico

b) Elementos no metálicos que forman anhídridos con dos números de oxidación

“anhídrido y nombre del no metal terminado en oso” (con el menor número de oxidación)

“anhídrido y nombre del no metal terminado en ico” (con el mayor número de oxidación)

Ejemplos: SO_2 anhídrido sulfuroso N_2O_3 anhídrido nitroso N_2O_5 anhídrido nítrico

c) Elementos no metálicos que forman anhídridos con cuatro números de oxidación (cloro, bromo, yodo)

(+1) "anhídrido hipo y nombre del no metal terminado en oso"

(+3) "anhídrido y nombre del no metal terminado en oso"

(+5) "anhídrido y nombre del no metal terminado en ico"

(+7) "anhídrido per y no metal terminado en ico"

Ejemplos: Cl_2O anhídrido hipocloroso Cl_2O_3 anhídrido cloroso

Cl_2O_5 anhídrido clórico Cl_2O_7 anhídrido perclórico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

a) Elementos no metálicos que forman óxido ácido con un solo número de oxidación.

"óxido de y nombre del no metal"

Ejemplo: SiO_2 óxido de silicio

b) Elementos no metálicos que forman óxidos ácidos con más de un número de oxidación

"óxido de y nombre del no metal seguido del número de oxidación del no metal en números romanos y entre paréntesis

Ejemplos: SO_2 óxido de azufre (IV) SO_3 óxido de azufre (VI)

Cl_2O óxido de cloro (I) Cl_2O_7 óxido de cloro (VII)

3.- Nomenclatura estequiométrica

"prefijo que denota el número de átomos de oxígeno" (monóxido, dióxido, trióxido etc.), 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).

Ejemplos: SO_2 dióxido de azufre SO_3 trióxido de azufre

Cl_2O monóxido de dicloro Cl_2O_7 heptóxido de dicloro

CASOS ESPECIALES

El cromo (Cr) y el manganeso (Mn) con sus menores números de oxidación tienen propiedades metálicas; pero cuando actúan con sus mayores números de oxidación (+6

y +7 para Mn y +6 para Cr), poseen carácter no metálico, formando óxidos ácidos y oxoácidos correspondientes.

(+2) MnO óxido manganeso (+3) Mn₂O₃ óxido mangánico
(+6) MnO₃ anhídrido mangánico (+7) Mn₂O₇ anhídrido permangánico
(+2) CrO óxido cromoso (+3) Cr₂O₃ óxido crómico
(+6) CrO₃ anhídrido crómico

Peróxidos: Son compuestos formados por el oxígeno actuando con número de oxidación -1. Generalmente se comportan como sustancias oxidantes. En contacto con material combustible pueden provocar incendios o incluso explosiones.

Su fórmula se puede hallar duplicando el número de oxígenos del óxido normal. Normalmente no se pueden simplificar, teniéndose que dejar como mínimo un grupo O₂ (Siempre número par de oxígenos).

1.- Nomenclatura clásica o funcional:

Para nombrarlos se antepone el prefijo "per" al nombre del óxido del cual deriva.
Ejemplos: H₂O₂ peróxido de hidrógeno Na₂O₂ peróxido de sodio

Hidruros Metálicos: Son compuestos formados por algunos elementos metálicos unidos al hidrógeno.

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación correspondientes, recordando que el hidrógeno actúa con número de oxidación -1.
Ejemplos: CaH₂, FeH₂

1.- Nomenclatura clásica o funcional

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

"hidruro de y nombre del metal"

Ejemplos: Li₂H hidruro de litio Al₂H₃ hidruro de aluminio

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

"hidruro y nombre del metal terminado en oso" (con el menor número de oxidación)

"hidruro y nombre del metal terminado en ico" (con el mayor número de oxidación)

Ejemplos: FeH₂ hidruro ferroso FeH₃ hidruro férrico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación igual a la nomenclatura clásica o funcional.

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“hidruro de y nombre del metal” seguido del número de oxidación del metal en números romanos y entre paréntesis

Ejemplo: FeH_2 hidruro de hierro (II) FeH_3 hidruro de hierro (III)

Hidruros No Metálicos: Son compuestos formados por algunos elementos no metálicos (As, N, P, B, Si) unidos al hidrógeno.

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación correspondientes, recordando que el hidrógeno actúa con número de oxidación +1.

Ejemplos: NH_3 , PH_3

1.- Nomenclatura

Los hidruros no metálicos conservan nombres particulares como ser: NH_3 amoníaco
 PH_3 fosfina AsH_3 arsano o arsina SiH_4 silano BH_3 borano

Hidrácidos: Son compuestos formados por Cl, Br, I, F y S unido al hidrógeno. Dichos elementos no metálicos actúan con su menor número de oxidación (-).

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación correspondientes, recordando que el hidrógeno actúa con número de oxidación +1.

Ejemplos: ClH , SH_2 , BrH

1.- Nomenclatura clásica o funcional

Por su naturaleza ácida se los denomina “ácido y nombre del no metal terminado en hídrico”

Ejemplos: ClH ácido clorhídrico SH_2 ácido sulfhídrico FH ácido fluorhídrico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

“no metal terminado en uro seguido de la expresión de hidrógeno”

Ejemplos: ClH cloruro de hidrógeno SH_2 sulfuro de hidrógeno

Sales Neutras derivadas de hidrácidos: Son compuestos cuya fórmula química está constituida por un elemento metálico y un elemento no metálico. Se obtienen por reacción de neutralización entre un hidróxido (base) y un hidrácido.

Para escribir su fórmula se deben tener en cuenta los números de oxidación del metal y no metal (recordando que para el no metal se emplea el menor número de oxidación) y la forma en cómo se disocian (en solución acuosa) el hidróxido y el hidrácido correspondiente.

Ejemplos: NaCl , FeS , Fe_2S_3

1.- Nomenclatura clásica o funcional

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

“nombre del elemento no metálico, terminado en uro, seguido del nombre del elemento metálico”

Ejemplos: NaCl cloruro de sodio K_2S sulfuro de potasio

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“nombre del elemento no metálico, terminado en uro, seguido del nombre del elemento metálico, terminado en oso” para el menor número de oxidación del elemento metálico.

Ejemplos: FeCl_2 cloruro ferroso PbS sulfuro plumboso

“nombre del elemento no metálico, terminado en uro, seguido del nombre del elemento metálico, terminado en ico” para el mayor número de oxidación del elemento metálico.

Ejemplos: FeCl_3 cloruro férrico Fe_2S_3 sulfuro férrico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación igual a la nomenclatura clásica.

b) 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”.

Ejemplos: FeCl_2 cloruro de hierro (II) PbS sulfuro de plomo (II)

FeCl_3 cloruro de hierro (III) CuCl_2 cloruro de cobre (II)

Hidróxidos o Bases: Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico, oxígeno e hidrógeno. El oxígeno y el hidrógeno unidos forman una especie iónica llamada ión oxhidrilo o hidroxilo: (HO^{-1}) . Se forman por la combinación de un óxido básico con el agua.

Ejemplos: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Para obtener su fórmula se debe:

a) Escribir la fórmula química del óxido básico correspondiente

b) Sumarle una molécula de agua

c) Colocar los elementos en el siguiente orden: metal, oxígeno, hidrógeno

d) Escribir un átomo del elemento metálico y un número de hidroxilos igual al número de oxidación con que actúa el elemento metálico.

Ejemplo: hidróxido de aluminio: $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

1.- Nomenclatura clásica o funcional

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

“hidróxido de y nombre del elemento metálico”

Ejemplos: NaOH hidróxido de sodio $\text{Ba}(\text{OH})_2$ hidróxido de bario

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“hidróxido y nombre del metal terminado en oso” (con el menor número de oxidación)

Ejemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido ferroso $\text{Ni}(\text{OH})_2$ hidróxido níqueloso

“hidróxido y nombre del metal terminado en ico” (con el mayor número de oxidación)

Ejemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido férrico $\text{Ni}(\text{OH})_3$ hidróxido níquelico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación igual a la nomenclatura clásica

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“hidróxido de y nombre del metal” seguido del número de oxidación del metal en números romanos y entre paréntesis

Ejemplos: Ni(OH)_2 hidróxido de níquel (II) Ni(OH)_3 hidróxido de níquel (III)

Oxoácidos u Oxácidos: Son compuestos cuya fórmula química contiene hidrógeno, un elemento no metálico y oxígeno. Se forman por la combinación de un óxido ácido (anhídrido) con el agua.

Para obtener su fórmula química se debe:

a) Escribir la fórmula química del anhídrido, deducida del nombre del ácido.

b) Sumarle una molécula de agua, indicando como subíndice las sumatorias de cada átomo.

c) Colocar los elementos en el siguiente orden: hidrógeno, no metal, oxígeno

d) Simplificar los subíndices siempre que sea posible.

Ejemplo: ácido cloroso: $\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4 = \text{HClO}_2$

Algunas excepciones:

1.- Acido dicrómico: sumar dos moléculas de anhídrido crómico y una molécula de agua

2.- Acido ortofosforoso ó fosforoso: sumar una molécula de anhídrido fosforoso y tres moléculas de agua.

3.- Acido pirofosfórico: sumar una molécula de anhídrido fosfórico y dos moléculas de agua

4.- Acido ortofosfórico ó fosfórico: sumar una molécula de anhídrido fosfórico y tres moléculas de agua.

Los ácidos metafosforoso y metafosfórico (a partir de los respectivos anhídridos con una molécula de agua) y el ácido pirofosforoso (anhídrido con dos moléculas de agua) no existen, aunque puede escribirselos teóricamente. Si existen las sales correspondientes.

1.- Nomenclatura clásica o funcional

Deriva del nombre del anhídrido correspondiente, cambiando la palabra anhídrido por ácido.

a) Elementos no metálicos que forman oxácido con un solo número de oxidación:

“ácido y nombre del no metal terminado en ico”

Ejemplo: H_2CO_3 ácido carbónico

b) Elementos no metálicos con dos números de oxidación:

“ácido y nombre del no metal terminado en oso” (con el menor número de oxidación)

Ejemplos: HNO_2 ácido nitroso H_2SO_3 ácido sulfuroso

“ácido y nombre del no metal terminado en ico” (con el mayor número de oxidación)

Ejemplos: HNO_3 ácido nítrico H_2SO_4 ácido sulfúrico

c) Elementos que pueden formar oxácidos con cuatro números de oxidación:

(+1) “ácido hipo y nombre del no metal terminado en oso”

(+3) “ácido y nombre del no metal terminado en oso”

(+5) “ácido y nombre del no metal terminado en ico”

(+7) “ácido per y nombre del no metal terminado en ico”

Ejemplos: HClO ácido hipocloroso HClO_2 ácido cloroso

HClO_3 ácido clórico HClO_4 ácido perclórico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock

“nombre del elemento no metálico terminado en ato, indicando entre paréntesis y en números romanos el número de oxidación con que actúa, seguido de la expresión de hidrógeno”.

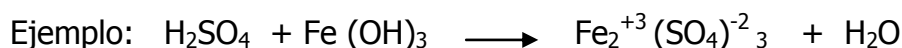
Ejemplos: HClO clorato (I) de hidrógeno HClO_2 clorato (III) de hidrógeno

Oxosales (sales neutras derivadas de oxácidos): Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico, oxígeno y un elemento no metálico. Se forman por la reacción de neutralización entre un hidróxido y un oxácido. Los productos formados son la oxosal y agua.

Ejemplos: CaSO_4 , KNO_3 , Na_2CO_3

Para obtener la fórmula química se debe:

- Escribir el hidróxido y el oxácido correspondiente
- Eliminar todos los hidrógenos del ácido, considerando el resto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo.
- Escribir el elemento metálico correspondiente adelante
- Cruzar números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario
- Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1



1.- Nomenclatura clásica o funcional

El nombre de la oxosal deriva del oxácido y el hidróxido correspondiente:

- Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

“nombre del oxácido correspondiente, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación oso por ito ó la terminación ico por ato, seguido de la preposición “de” y el nombre del elemento metálico”

Ejemplos: CaSO_4 sulfato de calcio KNO_3 nitrato de potasio

- Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“nombre del oxácido correspondiente, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación oso por ito ó la terminación ico por ato, seguido del nombre del elemento metálico terminado en oso (con el menor número de oxidación) ó ico (con el mayor número de oxidación)”

Ejemplos: FeSO_4 sulfato ferroso $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ sulfato férrico

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock:

- Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

“nombre del elemento no metálico terminado en ato, indicando entre paréntesis y en números romanos el número de oxidación con que actúa, seguido de la preposición “de” y el nombre del elemento metálico”.

Ejemplos: KNO_3 nitrato (V) de potasio

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

“nombre del elemento no metálico terminado en ato, indicando entre paréntesis y en números romanos el número de oxidación con que actúa, 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”.

Ejemplos: FeSO_4 sulfato (VI) de hierro (II) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ sulfato (VI) de hierro (III)

Sales Ácidas derivadas de hidrácidos: Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico, hidrógeno ácido (que pueden desprenderse como H^+) y un elemento no metálico. Se forman por neutralización parcial de un hidrácido poliprótico y un hidróxido.

Ejemplos: NaHS , $\text{Ca}(\text{HS})_2$

Para obtener la fórmula química se debe:

a) Escribir el hidrácido correspondiente

b) Dejar un hidrógeno en el ácido correspondiente. Considerar esto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo

c) Escribir el elemento metálico correspondiente adelante

d) Cruzar los números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario

e) Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1

Ejemplo: $\text{H}_2\text{S} + \text{Na}(\text{OH}) \longrightarrow \text{Na}^{+1}(\text{HS})^{-1} + \text{H}_2\text{O}$

1.- Nomenclatura clásica o funcional:

a) anteponer el prefijo “bi” a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplo: NaHS bisulfuro de sodio

b) intercalar la palabra “ácido” a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplo: NaHS sulfuro ácido de sodio

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock:

a) anteponer el prefijo "hidro o hidrógeno" a la nomenclatura moderna de la sal neutra correspondiente.

Ejemplo: NaHS hidrosulfuro de sodio Ca (HS)₂ hidrógeno sulfuro de calcio (II)

Sales de Amonio derivadas de hidrácidos: Son compuestos cuya fórmula química contiene hidrógeno, nitrógeno y un elemento no metálico. El hidrógeno con el nitrógeno forman una unidad llamada ión amonio (NH₄⁺).

Para obtener su fórmula química se debe considerar el ión (NH₄)⁺ como un ión metálico monoatómico y aplicar las mismas reglas que para obtener las fórmulas químicas de sales neutras binarias.

Este tipo de sales se verán en detalle más adelante.

Sales Ácidas derivadas de oxácidos: Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico, hidrógeno ácido (que puede liberarse como H⁺), oxígeno y un elemento no metálico. Se forman por neutralización parcial de un oxácido poliprótico y un hidróxido.

Ejemplos: KHSO₄, NaHCO₃

Para obtener su fórmula química se debe:

- Escribir el oxácido 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.
- Escribir el elemento metálico correspondiente adelante.
- Cruzar los números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario.
- Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1

Ejemplo: H₂SO₄ + NaOH → Na⁺¹(HSO₄)⁻¹

1.- Nomenclatura clásica o funcional:

Para sales derivadas de oxácidos con dos hidrógenos ácidos:

a) anteponer el prefijo "bi" a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplos: KHSO_4 bisulfato de potasio NaHCO_3 bicarbonato de sodio

b) intercalar la palabra "ácido" a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplos: KHSO_4 sulfato ácido de potasio NaHCO_3 carbonato ácido de sodio

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock:

Para sales derivadas de oxácidos con dos hidrógenos ácidos:

a) anteponer el prefijo "hidro o hidrógeno" a la nomenclatura o moderna de la sal neutra correspondiente

Ejemplos: KHSO_4 hidrosulfato (VI) de potasio

NaHCO_3 hidrógeno carbonato (IV) de sodio

1.- Nomenclatura clásica o funcional:

Para sales derivadas de oxácidos con tres o más hidrógenos ácidos:

a) intercalar la palabra "monoácido, diácido, triácido" a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplos: NaH_2PO_4 ortofosfato diácido de sodio

Na_2HPO_4 ortofosfato monoácido de sodio

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock:

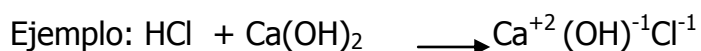
Para sales derivadas de oxácidos con tres o más hidrógenos ácidos:

a) anteponer el prefijo "monohidro, dihidro, trihidro, o monohidrógeno, dihidrógeno, trihidrógeno" (según el número de hidrógenos de la sal ácida) a la nomenclatura moderna de la sal neutra

Ejemplos: NaH_2PO_4 dihidroortofosfato de sodio Na_2HPO_4 monohidroortofosfato de sodio

Sales Básicas: Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico, hidrógeno, oxígeno y un elemento no metálico. El hidrógeno y el oxígeno unidos forman el ión oxhidrilo ó hidroxilo (HO^{-1}) y que da el carácter básico a estas sales.

Se forman por neutralización parcial de un hidróxido polihidroxilado y un hidrácido u oxácido.



1.- Nomenclatura clásica o funcional:

a) intercalar la palabra "básico" a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente

Ejemplos: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ cloruro básico de magnesio

$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ nitrato básico de calcio

2.- Nomenclatura moderna o numerales de Stock:

a) anteponer el prefijo "hidroxi" a la nomenclatura moderna de la sal neutra correspondiente

Ejemplo: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ hidroxiclорuro de magnesio (II)

$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ hidroxinitrato (V) de calcio (II)

Sales Dobles: Son compuestos cuya fórmula química contiene un elemento metálico 1, un elemento metálico 2, oxígeno y un elemento no metálico.

Ejemplos: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ sulfato doble de aluminio y potasio

$\text{LiAl}(\text{NO}_3)_4$ nitrato doble de aluminio y litio

KNaCO_3 carbonato doble de sodio y potasio

Este tipo de sales se verán en detalle más adelante.

Oxosales de Amonio: Son compuestos cuya fórmula química contiene hidrógeno y nitrógeno como ión amonio (NH_4^{+1}), oxígeno y un elemento no metálico.

Para obtener su fórmula química se debe considerar el ión (NH_4)⁺ como un ión metálico monoatómico y aplicar las mismas reglas que para obtener las fórmulas químicas de sales neutras derivadas de oxácidos.

Para nombrar estas sales se emplean las mismas reglas que para la nomenclatura clásica y moderna de las oxosales (sales neutras derivadas de oxácidos)

Ejemplos: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ sulfato de amonio o sulfato (VI) de amonio

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ carbonato de amonio o carbonato (IV) de amonio

Este tipo de sales se verán en detalle más adelante.

ACTIVIDADES

- 1) En un trabajo experimental, se ha determinado la masa y el volumen de distintas muestras de una misma sustancia. Los datos obtenidos se transcriben en la siguiente tabla de valores:

Muestra N°	Masa (gramos)	Volumen (cm ³)	Densidad (gr/cm ³)
1	34,45	4,40	
2	44,46	5,70	
3	62,80	8,00	
4	78,88	10,10	
5	100,35	12,80	
6	121,99	15,60	

- Completar la tabla, calculando la densidad para cada muestra
 - Graficar los datos, representando en el eje de ordenadas los valores de la masa y en el eje de abscisas los valores del volumen
 - Analizar y extraer conclusiones
 - ¿De qué depende la densidad? ¿Por qué?
 - ¿Es la densidad una propiedad intensiva? ¿Por qué?
- 2) Clasificar las siguientes propiedades en intensivas y extensivas correspondientes a un trozo de hierro: masa: 40 gr - densidad: 7,8 gr/cm³ - color: grisáceo brillante - punto de fusión: 1535°C - volumen: 5,13 cm³ - se oxida en presencia de aire húmedo - insoluble en agua
- 3) Clasificar los siguientes sistemas alimentarios en homogéneos y heterogéneos:
- sopa de fideos
 - café con leche
 - jugo de pomelo exprimido y filtrado
 - arroz con leche
 - agua destilada
 - gaseosa cola
 - almíbar de duraznos enlatados

- 4) Cuando una sustancia es sometida a la acción del calor puede ocurrir que:
- a) pase de estado sólido a líquido
 - b) se forme una nueva sustancia
 - c) entre en combustión
 - d) se evapore
 - e) hierva
 - f) se dilate

Colocar sobre la línea de puntos la letra que identifica a cada fenómeno:

Fenómenos físicos:

Fenómenos químicos:

5) Dar un ejemplo de:

- a) Sistema material formado por 3 fases y 2 componentes
- b) Sistema material formado por 2 fases y 3 componentes
- c) Sistema material formado por 1 fase y 3 componentes

Indicar el/los método/s de separación de componentes que emplearía en cada caso

6) En las siguientes expresiones, relacionadas entre sí, se encuentra una "intrusa". Señalar cuál es la "expresión intrusa" y luego indicar la relación que existe entre las demás:

a) Fusión – Evaporación – Combinación – Solidificación – Ebullición

Expresión intrusa:

Relación:

b) Oxidación del hierro – Fusión del cobre – Combustión de la leña – Fermentación de la uva – Fotosíntesis

Expresión intrusa:

Relación:

7) Indicar para cada uno de los siguientes sistemas materiales: número y clase de fases, componentes que lo forman:

- a) Sistema material formado por sal disuelta, arena, agua, un cubo de hielo, vapor de agua, 2 clavos de hierro

b) Sistema material formado por agua, un trozo de madera, sal disuelta, aire, un clavo de hierro, vapor de agua y arena

8) En la columna A se dan una serie de expresiones y en la columna B se expresan distintos conceptos. Colocar sobre la línea de puntos de la columna A en número correspondiente a la columna B.

	Columna A	Columna B
.....	Molécula formada por distintas clases de átomos	1.-Sistema heterogéneo
.....	Sistema homogéneo no fraccionable	2.- Sustancia pura
.....	Propiedad de algunos elementos de formar sustancias simples diferentes	3.- Sistema homogéneo
.....	Sistema material formado por una sola fase	4.- Solución
.....	Molécula formada por átomos de una misma clase	5.- Alotropía
.....	Sistema homogéneo formado por dos o más sustancias	6.- Sustancia simple
.....	Sistema material formado por dos o más fases	7.- Sustancia compuesta
.....	Componente de todo sistema material	8.- Elemento químico

9) a) Utilizando la tabla periódica, nombrar el elemento representado por cada uno de los siguientes símbolos:

C - N - Ca - Au - Ag - Ar - S - Si - Cu - Mn - Mg - Ba - B - Be - Br - Na - K - Fe - P - Pt

b) Escribir el símbolo de cada uno de los siguientes elementos:

oxígeno - cloro - aluminio - helio - yodo - uranio - arsénico - litio - mercurio - estaño
cinc - cromo - plutonio - cadmio - fósforo - cromo - tecnecio - cobalto

c) Clasificar los elementos del punto a) en metales, no metales, metaloides, gases nobles

d) Clasificar los elementos del punto b) en representativos, de transición o de transición interna

10) Indicar cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles son sustancias puras:

a) agua salada

b) agua y etanol

- c) mercurio (Hg)
- d) vino filtrado
- e) óxido de plata (Ag_2O)
- f) bromo líquido (Br (l))

11) Clasificar las siguientes sustancias en simples y compuestas:

- a) cloruro de calcio (CaCl_2)
- b) ozono (O_3)
- c) azufre (S_8)
- d) agua (H_2O)
- e) óxido de cinc (ZnO)
- f) magnesio (Mg)

12) Indicar la masa molecular de las siguientes sustancias y dar su composición centesimal:

- a) B_2O_3
- b) H_3PO_4
- c) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
- e) $\text{Pb}(\text{OH})_4$
- f) $\text{C}_3\text{H}_9\text{ClSi}$

13) Calcular qué porcentaje de carbono y nitrógeno tienen los siguientes compuestos:

- a) $\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_3\text{H}$
- b) $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}$

14) Calcular qué porcentaje de cloro tienen los siguientes compuestos:

- a) $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$
- b) $\text{C}_2\text{H}_3\text{ClO}$

15) a) Siendo la densidad del benceno $1,204 \text{ gr/cm}^3$; ¿Cuál es la masa de 25 cm^3 del mismo?

b) ¿Qué volumen ocupan 150 gr de de coca cola light si su densidad es $1,081 \text{ gr/cm}^3$?

c) ¿Cuál es la densidad del mercurio si 160 gr del mismo ocupan un volumen de 12 cm^3 ?

- 16) a) ¿Qué cantidad de hidróxido de calcio puro ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) hay en 22 gr de la droga si la pureza es del 90%?
- b) ¿Qué cantidad de alcohol etílico puro hay en una botella de $\frac{1}{2}$ litro, si la etiqueta indica 96%?
- c) Si la pureza del hidróxido de sodio (NaOH) es 89%, ¿qué cantidad de reactivo tengo que pesar para obtener 50 gr de NaOH puro?
- d) Una gaseosa de naranja contiene 10% de azúcar. ¿Qué cantidad de azúcar consumo si tomo un vaso de 200 cm^3 ?

17) Calcular la fórmula mínima (empírica), y cuando sea posible la fórmula molecular de las siguientes muestras:

- a) C: 54,6% H: 9,1% (Mr: 88)
- b) C: 47,06% H: 5,88%
- c) C: 79,9% H: 6,7% O: 13,4 (Mr: 120)
- d) C: 70,33% H: 10,65% (Mr >200)
- e) C: 61,0% H: 15,2% N: 23,7 (Mr: 236)
- f) C: 49,66% H: 2,62% Cl: 47,22 (Mr: 147)

18) Un compuesto contiene 54,55% de C; 9,02% de H y posiblemente O. Tiene un peso molecular aproximado de 84. Calcular la fórmula molecular y su masa molecular exacta.

19) Un compuesto orgánico A da por combustión $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. ¿Qué porcentaje de C, H y O se obtienen a partir de 0,1881 gr del compuesto A si encuentra 0,5283 gr de CO_2 y 0,1080 gr de H_2O ?

20) Deducir la fórmula empírica y, si es posible, la fórmula molecular de los siguientes compuestos A y B:

- a) 0,1460 gr de A dan 0,3740 gr de CO_2 y 0,1540 gr de H_2O
- b) 0,920 gr de B dan 1,760 gr de CO_2 y 1,080 gr de H_2O

21) Nombrar los siguientes compuestos binarios con oxígeno utilizando las nomenclaturas clásica, moderna y estequiométrica. Indicar en cada fórmula el número de oxidación de cada elemento.

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) CaO | e) Fe ₂ O ₃ |
| b) Cr ₂ O ₃ | f) Cl ₂ O ₇ |
| c) B ₂ O ₃ | g) Cu ₂ O |
| d) P ₂ O ₅ | h) SO ₃ |

22) Escribir la fórmula química de los siguientes compuestos:

- a) óxido de plomo (II)
- b) óxido ferroso
- c) hidróxido de cobalto (III)
- d) hidróxido níquelico

23) Nombrar los siguientes compuestos binarios con hidrógeno utilizando las nomenclaturas clásica y moderna. Indicar en cada fórmula el número de oxidación de cada elemento.

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a) NaH | e) NH ₃ |
| b) CuH ₂ | f) H ₂ S |
| c) HCl | g) PH ₃ |
| d) H ₂ O | h) HF |

24) Escribir la fórmula química de los siguientes compuestos:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| a) bromuro de hidrógeno | c) ácido fluorhídrico |
| b) hidruro de litio | d) hidruro de oro (III) |

25) Nombrar los siguientes compuestos binarios utilizando las nomenclaturas clásica y moderna. Indicar en cada fórmula el número de oxidación de cada elemento.

- | | |
|----------------------|----------------------|
| a) NaBr | e) PbBr ₂ |
| b) CaS | f) Cu ₂ S |
| c) K ₂ S | g) CuS |
| d) AlCl ₃ | h) CaI ₂ |

