FACULTAD DE CIENCIAS FORESTALES
Ing. Néstor René Ledesma

UNIVERSIDAD NACIONAL DE SANTIAGO DEL ESTERO

FACULTAD DE CIENCIAS FORESTALES

"Ing. Néstor R. Ledesma"

Curso de Ingreso 2027

QUÍMICA

GUÍA TEÓRICA-PRÁCTICA

DOCENTES

Lic. HÉCTOR R. TÉVEZ

Dra. KARINA DEL V. RONDANO

Mag. DANIELA P. BASUALDO

CONTENIDOS MÍNIMOS

Materia y Energía. Propiedades Físicas y Químicas. Sustancias, elementos y compuestos. Estado de agregación de la materia. Cambios de Estado. Estructura atómica. Números atómico y másico. Isótopos. Tabla periódica. Iones. Estado de oxidación. Nomenclatura. Ecuaciones químicas. Estequiometría de la molécula. Masa atómica relativa. Masa molecular relativa. Mol.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Alguna vez se ha preguntado ¿por qué el hielo se derrite y el agua se evapora? ¿Por qué las hojas cambian de color en el otoño y como una bocina genera electricidad? ¿Por qué si se mantienen fríos los alimentos se retarda su descomposición y cómo nuestros cuerpos usan los alimentos para mantener la vida? La química proporciona estas respuestas y otras más.

La química estudia la materia, su composición, propiedades, estructura, los cambios que experimente y las leyes que gobiernan estos cambios.

Siempre que se produce un cambio de cualquier tipo, participa alguna forma de energía y cuando cualquier forma de energía se transforma en otra, indica que ha ocurrido ó se está efectuando un cambio.

MATERIA Y ENERGÍA

La palabra **materia** describe todas las cosas físicas que están alrededor: la computadora, el cuerpo humano, un lápiz, el agua, etc. Hace miles de años se creía que la materia estaba formada de cuatro componentes: tierra, fuego, aire y agua. Alrededor del año 400 a. C., el filósofo griego Demócrito sugirió que la materia estaba en realidad compuesta de pequeñas partículas. A estas partículas las llamó **átomos**.

La **materia** presenta ciertas propiedades esenciales: tiene masa y tiene volumen, ocupa espacio. La masa es la cantidad de material de que está compuesto algo.

Cuando la materia toma forma se denomina **cuerpo**.

La **energía** *es la capacidad para producir un cambio, no posee masa y no ocupa un lugar en el espacio. Se sabe que la materia y la energía son interconvertibles*.

La **ley de la conservación de la energía** establece que “La energía no se crea ni se destruye”. Esta ley la cumplen casi todos los tipos de reacciones, excepto aquellas en las cuales la cantidad de materia cambia, como ser las nucleares.

En síntesis, la **Química** estudia los cambios que experimentan la materia y la energía.

La **energía** se encuentra bajo muchas formas: calor, luz, sonido, energía química, energía mecánica, energía eléctrica, energía nuclear. Por lo general, estas formas son convertibles entre sí.

Constitución de la materia

A los materiales (tipos de materia) se les puede dar formas, cuando adquieren una forma característica constituyen lo que se conoce como cuerpos. Así, podemos distinguir distintos tipos de cuerpos: una silla, una lapicera, un escritorio, etc.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de materias diferentes denominadas sustancias. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las moléculas que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los elementos simples que la forman, llamados átomos.

En el año 1803, el científico Británico John Dalton perfeccionó la idea de Demócrito sobre los átomos y desarrolló la primera teoría atómica. La teoría de Dalton enunciaba que toda la materia estaba compuesta de pequeñas partículas llamadas átomos. Dalton enunció que los diferentes tipos de materia estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Es esta una simple pero revolucionaria teoría. Dado que Dalton sabía que existía un número limitado de sustancias químicamente puras llamadas **elementos**, partió de la hipótesis que estos diferentes elementos estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Más adelante se verá en detalle esta Teoría.

Se conocen alrededor de 118 elementos diferentes. Los elementos son sustancias puras que no pueden ser descompuestas por medios químicos. Por ejemplo, el cobre no puede ser químicamente cambiado a otra sustancia. A cada uno se les ha dado un símbolo de una o dos letras para que sean fáciles de escribir. Por ejemplo, sodio puede ser abreviado usando el símbolo Na.

La pequeñez de los átomos supera la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos uno después de otro, en un centímetro lineal. Su radio es del orden de $l0^{-8}$ cm. A su vez, los núcleos tienen dimensiones lineales 10.000 a 100.000 veces más pequeñas que el radio. El radio nuclear es del orden de 10^{-12} a 10^{-13} cm. En términos de volumen, los átomos ocupan como $l0^{-24}$ cm³ y los núcleos $l0^{-38}$ cm³.

Propiedades de la materia

Los sentidos permiten apreciar distintas cualidades de la materia, como ser dilatación, elasticidad, color, brillo, dureza, el volumen, etc. Todas estas propiedades se pueden clasificar en dos grupos (Tabla 1):

Tabla 1: Propiedades Extensivas e Intensivas de la materia

Propiedades Extensivas	Propiedades Intensivas
Son aquellas que varían al modificarse la cantidad de materia considerada	Son aquellas que no varían al modificarse la cantidad de materia considerada
Ejemplos: Peso, Volumen, Superficie, Longitud	Ejemplos: Punto de ebullición, punto de fusión, dureza, forma cristalina

La materia que en condiciones normales de presión hierve a 100 ºC y solidifica a 0 ºC, es la sustancia pura Agua. La materia sólida cuyo peso específico es de 19 g/cm^3, es la sustancia pura Oro.

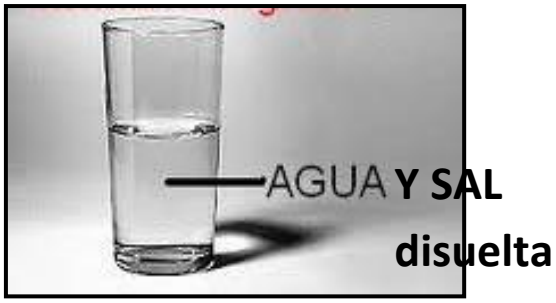
Nota: Si desconoces algunos de los términos dados, investiga de que se trata.

SISTEMAS MATERIALES

Se denomina **Sistema Material** a la parte del Universo que es objeto de estudio. Dicho sistema se separa del resto del universo, ya sea en forma real o imaginaria.

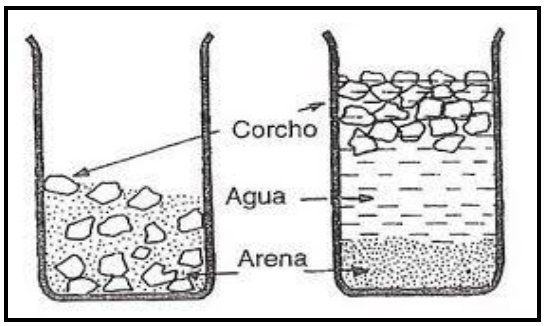
Los sistemas materiales se pueden clasificar de diferentes formas. Si se clasifican según sus propiedades pueden ser: homogéneos o heterogéneos.

Sistema homogéneo



Un **SISTEMA HOMOGÉNEO** se define como un sistema en el cual los valores de sus propiedades intensivas son iguales en cualquier punto del sistema en el que se midan.

Sistema heterogéneo



En un **SISTEMA HETEROGÉNEO** el valor que tiene una propiedad intensiva varía según sea la porción del sistema en el que se esté midiendo.

Figura 1: Sistemas homogéneo y heterogéneo

Las partes de un sistema heterogéneo en las cuales una **propiedad intensiva** presenta el mismo valor se denominan fases. Por lo tanto, un sistema heterogéneo tiene más de una fase, y un sistema homogéneo presenta una única **fase**. En un sistema heterogéneo existe un límite bien definido entre una fase y otra. Ese límite entre las distintas fases se denomina **interfase**.

Por supuesto, el que un sistema pueda verse como homogéneo depende del límite de apreciación. Un sistema que a simple vista puede parecer homogéneo, como la leche o la sangre, al verlo al microscopio se ve como un sistema heterogéneo. Por eso, el límite que se toma para decidir si un sistema es homogéneo o heterogéneo no es lo que se puede ver a simple vista sino el límite visible al microscopio. La leche y la sangre son sistemas heterogéneos, por más que a simple vista parezcan homogéneos.

¿Cómo se puede saber si un sistema material está formado por uno o más componente? La forma de poder saberlo es tratar de separar esos componentes por métodos de separación. Los métodos de separación son métodos físicos. Una vez que se aplican los métodos de separación se llega a un punto que no se puede separar más, entonces se está en presencia de una **sustancia pura**.

"Una SUSTANCIA PURA es un sistema material formado por un único componente"

Por lo tanto una sustancia pura no se puede separar por métodos físicos y su composición es constante. Está caracterizada por una fórmula química definida.

Las soluciones son mezclas, pero son sistemas homogéneos. Es un tipo especial de mezcla, cuyas propiedades pueden ser muy diferentes a las de sus componentes. Como en cualquier mezcla, su composición es variable y para tener correctamente determinado el sistema, se debe conocer dicha composición. Por ejemplo: la salmuera (sal disuelta en agua) es una solución.

Las sustancias puras pueden clasificarse en **simples o compuestas**. Tanto las sustancias simples como las compuestas están constituidas por los elementos químicos. Las **sustancias simples** están formadas por un solo elemento, y las sustancias compuestas o compuestos están formadas por más de un elemento.

Elementos químicos son los constituyentes de todas las sustancias, tanto simples como compuestas. Por ejemplo el elemento oxígeno es lo que es común en las sustancias: oxígeno (O_2, el gas componente del aire), al ozono (O_3), al agua (H_2O), al óxido de calcio (CaO), al ácido sulfúrico (H_2SO_4) y otras sustancias.

ESTADOS DE LA MATERIA

La materia puede presentarse en tres estados diferentes de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

Los nombres de los distintos cambios de estado se muestran en el siguiente esquema (figura 2):

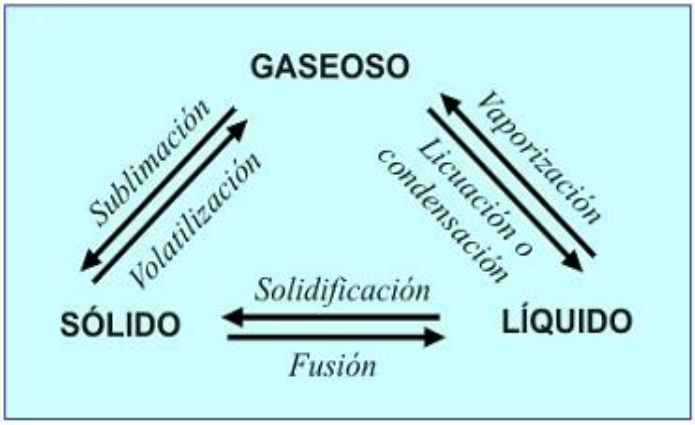


Figura 2: Cambios de Estados

Sublimación: es el pasaje del estado gaseoso a sólido

Volatilización: el pasaje desde el estado sólido al estado gaseoso (por ejemplo la naftalina)

Solidificación: es el pasaje desde el estado líquido al estado sólido (ejemplo: congelar el agua en el freezer)

Fusión: es el pasaje desde el estado sólido al estado líquido (ejemplo: cuando se derrite la manteca en el calor)

Vaporización: es el pasaje desde el estado líquido al estado gaseoso (ejemplo: cuando el agua entre en ebullición)

Condensación: es el pasaje desde el estado gaseoso al estado líquido (por ejemplo la formación de la lluvia).

Ejercicios

1. Según el siguiente listado determinar a quién consideras **cuerpo** y a que estimas **materia**:
   a) Agua
   b) Cubito de hielo
   c) Lápiz
   d) Acero
   e) Hierro
   f) Tenaza
   g) Aluminio
   h) Clavo
   i) Oxígeno
   j) Botella
   k) Aire
   l) Papel
   m) Madera
   n) Alcohol

2. De las siguientes propiedades indicar cuales son intensivas y cuales son extensivas:
   a) Longitud
   b) Punto de ebullición
   c) Peso
   d) Color
   e) Dureza
   f) Peso especifico
   g) Calor
   h) Masa
   i) Punto de solidificación

3. Del siguiente listado indicar cuales son mezclas heterogéneas, cuales son sustancias puras y cuales soluciones.
   a) Madera
   b) Vino
   c) Sal
   d) Una barra de oro de un banco suizo
   e) Leche

4. Determinar si los siguientes cambios son físicos o químicos
   a) Fusión del hielo
   b) Cocción de un huevo para endurecerlo
   c) Disolver sal en agua
   d) Descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno

5. Identificar cada una de las siguientes sustancias como gases, líquidos y sólidos, en condiciones ordinarias
   a) Mercurio
   b) Hierro
   c) Oxígeno
   d) Aluminio
   e) Alcohol
   f) Agua
   g) Cloro
   h) Hielo

6. Dar ejemplos de fusión y solidificación distintos a los que se mencionaron anteriormente.

7. Para investigar: ¿Cuál es la diferencia entre ebullición y evaporación?

MODELOS ATÓMICOS

Existen distintas teorías o modelos que describen la estructura y propiedades de los átomos. Los mismos fueron postulados por diversos científicos. El primer modelo fue de J. Dalton, y a partir de este, los siguientes fueron evolucionando hasta llegar al actual modelo de Schrödinger. A continuación se realiza una breve descripción de cada uno.

Modelo Atómico de Dalton

En 1808, el químico británico John Dalton postuló su teoría atómica, que sostenía lo siguiente:
1) Los elementos están formados por partículas discretas, diminutas e indivisibles, llamadas **átomos**, que no se alteran en los cambios químicos.
2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en el resto de las propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.
3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante. Por ejemplo, el agua está formada por 2 átomos del elemento hidrógeno y 1 átomo del elemento oxígeno.
4) Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en proporciones distintas para formar compuestos diferentes.
5) La proporción de átomos más común es 1:1 y cuando existe más de un compuesto formado por dos o más elementos, el más estable es el que tiene la proporción 1:1.
Hoy sabemos que ninguno de estos postulados es completamente cierto; sin embargo, Dalton contribuyó enormemente a entender cómo estaba formada la materia.
En la siguiente figura se presentan algunos símbolos de los elementos usados por Dalton.

Figura 3. Símbolos usados por Dalton para representar a los elementos

Modelo Atómico de Thomson

En 1904, el físico inglés J.J. Thomson sostenía que un átomo estaba formado por partículas de cargas positiva y negativa. Consideraba que las partículas negativas eran mucho más pequeñas que las positivas y por lo tanto, la mayor parte de la masa del átomo presentaba carga positiva, ocupando así, la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó al átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encontraban incrustadas las partículas negativas. Representó al átomo como un budín con pasas de uvas.

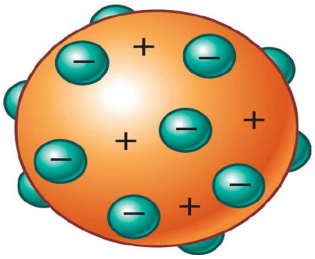


Figura 4: Átomo de Thomson

Modelo Atómico de Rutherford

Este modelo fue postulado por el científico Rutherford en 1911. El mismo establece que:
El átomo tiene un núcleo central en el que está concentrada la carga positiva y prácticamente toda la masa.
La carga positiva de las partículas llamadas **protones** es compensada con la carga negativa de los **electrones**, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en igual cantidad que de electrones, lo que hace que el átomo sea eléctricamente neutro. Los electrones giran a gran velocidad alrededor del núcleo y están separados de éste por una gran distancia.
Rutherford supuso que el átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño (figura 5).

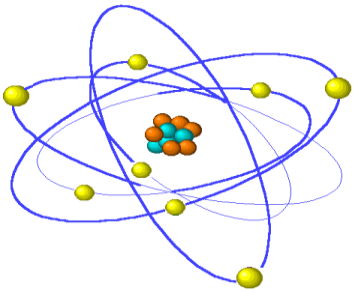


Figura 5. Átomo de Rutherford

Modelo Atómico de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr realizó una serie de estudios de los cuales dedujo que los electrones de la corteza giran alrededor del núcleo describiendo sólo determinadas regiones conocidas como órbitas.
En el átomo, los electrones se organizaban en capas y, en cada capa tendrían una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores y después las superiores. La distribución de los electrones en las capas la denominó configuración electrónica. En la figura 6 se presenta el átomo de Bohr.

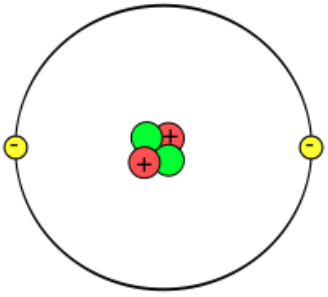


Figura 6. Átomo de Bohr

Modelo Atómico de Schrödinger

En 1926, el científico Schrödinger presentó un modelo de átomo plenamente cuántico, donde desaparecían dos conceptos básicos del modelo anterior: Los electrones ya no se consideraban solo **partículas** sino también **ondas** y no existían órbitas electrónicas sino regiones donde se encontraban los electrones a las que denominó **orbital** (figura 7).

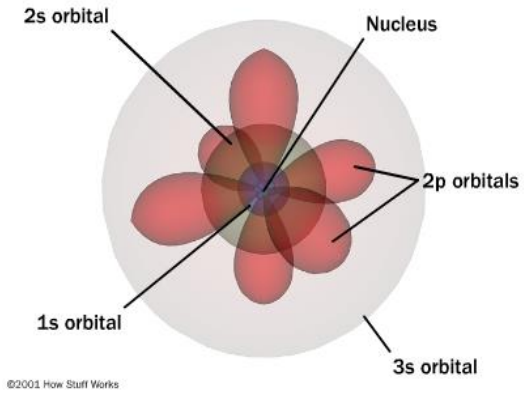


Figura 7. Átomo de Schrödinger

Esquema General de un Átomo

En la figura 8 se presenta un esquema general de un átomo.

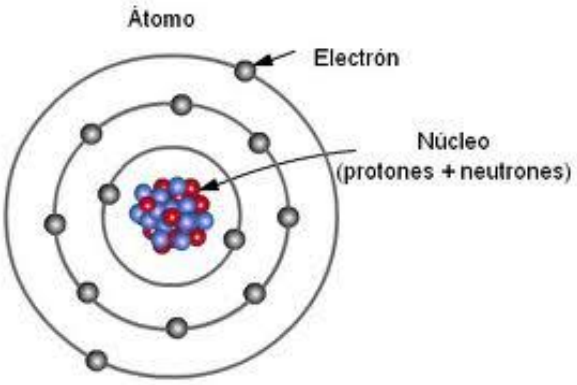


Figura 8. Esquema de un átomo

Núcleo de átomo: es la parte central y contiene a los protones y neutrones.
Protones: partículas con carga positiva.
Neutrones: partículas sin carga y tienen una masa y tamaño similar a los protones.
Electrones: giran alrededor del núcleo en orbitales. Presentan carga negativa y tienen una masa y tamaño dos mil veces menor que los protones y neutrones.

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es una tabulación de los elementos químicos, donde los mismos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, por lo que sus propiedades químicas y físicas son repetitivas, es decir, presentan un patrón periódico. Se construyó de manera que cada columna vertical contenga elementos similares desde el punto de vista químico. Los elementos de las columnas se llaman **grupos o familias**, mientras que cada fila de la tabla se denomina **periodo**.

Hay tres zonas diferentes en la tabla periódica, **los elementos representativos ó principales** (que se identifican como 1A, 2A y así sucesivamente hasta el 8A), **los elementos de transición** (que se designan con 1B, 2B y así sucesivamente hasta el 8B) y **los elementos de transición interna**.

Un patrón que es evidente cuando los elementos se distribuyen en la tabla periódica es el grupo de los **elementos metálicos**. Estos elementos, que aparecen agrupados a la izquierda de la tabla periódica, tienen algunas propiedades características como brillo y alta conductividad del calor y la electricidad. Los elementos metálicos están separados de los **elementos no metálicos** por una línea diagonal que va desde el Boro hasta el Astato y carecen de las características físicas que distinguen a los elementos metálicos. Algunos elementos que se encuentran a lo largo de la línea que separa metales de no metales, tales como Antimonio, poseen propiedades intermedias a estos, por lo que se conocen como **metaloides**. En la figura 9 se presenta un modelo de tabla periódica.

TABLA PERIÓDICA

Elementos Representativos — **Elementos Representativos**

1ª																8A
1 H	2A											3A	4A	5A	6A	7A	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	1B	2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 v	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Be	84 Po	85 At	86 Rn
87 Ll	88 Ra	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112						

Elementos de transición

Lantánidos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Td	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actínidos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Elementos de Transición Interna

Figura 9. Tabla Periódica

Número atómico: Es el primer orden que presenta la tabla periódica. *Indica el número de protones del núcleo* y determina las propiedades químicas de un elemento. Se suele simbolizar con la letra **Z**. Cada elemento tiene diferente número atómico. Un elemento puede identificarse por su nombre o por su número atómico. Los mismos se especifican empleando un subíndice antes del símbolo del elemento. Por ejemplo, el carbono se designa como $_{6}$**C**. También indica la cantidad de electrones que tiene un átomo neutro.

Número másico: Indica el número total de protones más el número total de neutrones de un átomo. Este se simboliza con la letra **A**. Los números másicos se especifican empleando un superíndice antes del símbolo del elemento. Por ejemplo, el carbono se designa como ^{12}**C.**

Número másico (A) → $^{12}_{6}C$ ← Número atómico (Z)

Isótopos: Son los átomos que tienen el mismo número de protones, pero número diferente de neutrones. El número de neutrones no afecta las propiedades químicas de los átomos de manera apreciable, por lo que todos los isótopos de un elemento dado tienen fundamentalmente las mismas propiedades químicas. No obstante, los distintos isótopos tienen masa diferente y propiedades nucleares distintas.

Ejercicios

1) Completar la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	N° electrones	A	N° neutrones
Carbono	C	6		12	
Sodio		11			12
Bromo	Br				
			47	108	
	As	33			

2) Escribir los símbolos correctos con sus subíndices y superíndices para cada uno de los siguientes elementos:

   a) Potasio con masa 39
   b) Silicio con masa 29
   c) Cloro con masa 35
   d) Dos isótopos de azufre, uno con 16 neutrones y el otro con 18.

3) Indicar el número de protones, neutrones y electrones en cada uno de los siguientes casos:

   a) ^{13}C
   b) ^{27}Al
   c) ^{19}F
   d) ^{6}Li
   e) ^{97}Mo

4) Utilizando la tabla periódica escribir los símbolos de cada uno de los elementos, localícelos e indique si es metal, no metal o metaloide.
   a) Manganeso
   b) Bromo
   c) Cromo
   d) Selenio
   e) Argón

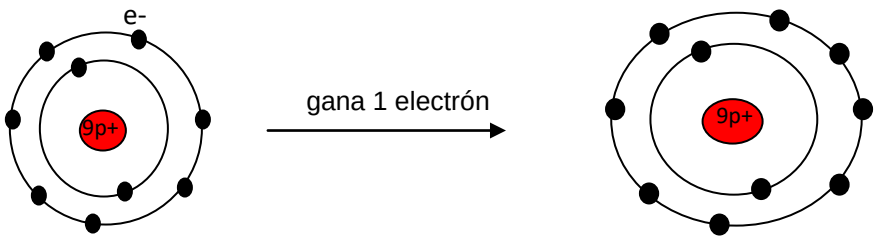
5) Que pareja de cada uno de los siguientes grupos de elementos se espera que tengan las propiedades físicas y químicas parecidas? Explicar.

   a) Ca, Si, I, P, Sr, Sc
   b) Mg, Al, S, I, Sb, Ga.

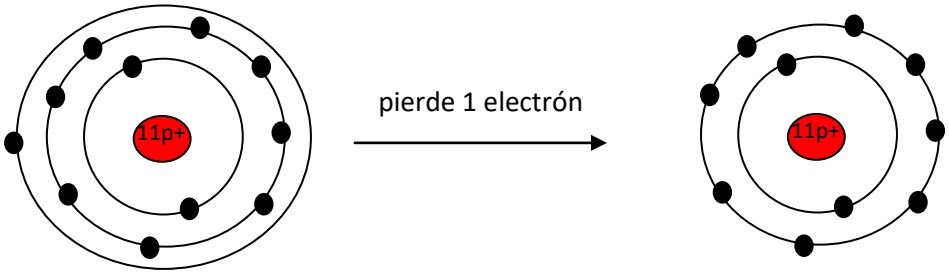
IONES

Se sabe que todo átomo, en su estado libre, presenta igual cantidad de protones y electrones, es decir, que la suma de cargas positivas y cargas negativas es igual a cero, por lo tanto es eléctricamente neutro.
Por otro lado, cuando un átomo gana o pierde electrones, se convierte en un átomo cargado denominado **ion**. Si el átomo gana electrones queda cargado negativamente y dicho ion se denomina **anión**. Si pierde electrones queda cargado positivamente y se llama **catión**.
El número de electrones ganados o perdidos se denomina número de oxidación y la cantidad de situaciones diferentes se identifica con los estados de oxidación del elemento.

Ejemplo:



Átomo neutro de Flúor (F) Anión Flúor (F^{1-})



Átomo neutro de Sodio (Na) Catión Sodio (Na^{1+})

Ejercicios

1) Indicar la cantidad de e- y p+ que presenta cada ion:

   a) Na^{+1} b) Ca^{2+} c) Al^{3+} d) Li^{1+} e) F^{1-} f) O^{2-} g) Cl^{1-}

NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos aquellos elementos y compuestos químicos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

El objetivo de la formulación y nomenclatura química es que a partir del nombre de un compuesto se pueda conocer cuál es su fórmula, y a partir de la fórmula, se pueda saber cuál es su nombre. Con la fórmula se pueden obtener datos de importancia cuantitativa y estructural en la química y disciplinas relacionadas.

Electroneutralidad
Todos los compuestos son eléctricamente neutros. Por lo tanto, la suma de carga de los iones que los forman debe ser cero. Por ello, en un compuesto debe haber tantas cargas positivas como negativas.

Valencia
Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con los átomos de otros elementos y formar compuestos.

Número de Oxidación
El número de oxidación es un entero positivo o negativo (creado por conveniencia entre los químicos). Los átomos, al ganar o perder electrones, adquieren una carga eléctrica que corresponde a la cantidad de electrones ganados o perdidos. La representación de esta carga se conoce como número de oxidación, el cual es diferente a la valencia, que es la capacidad de combinación de un elemento.
El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

En la siguiente tabla se indican los números de oxidación para algunos elementos.

Tabla 2. Nombre y n° de oxidación de los elementos más utilizados de la Tabla Periódica

Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid
Antimonio	3+ 5+	Cloro	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Iodo	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Plata	1+
Aluminio	3+	Cobalto	2+ 3+	Litio	1+	Platino	2+ 4+
Arsénico	3- 3+ 5+	Cobre	1+ 2+	Magnesio	2+	Plomo	2+ 4+
Azufre	2- 4+ 6+	Cromo	2+ 3+ **6+**	Manganeso	2+ 3+ **4+ 6+ 7+**	Potasio	1+
Bario	2+	Estaño	2+ 4+	Mercurio	1+ 2+	Rubidio	1+
Boro	3- 3+	Estroncio	2+	Nitrógeno	3- 3+ 5+	Selenio	2-
Bromo	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Flúor	1-	Níquel	2+ 3+	Silicio	4+
Cadmio	2+	Fósforo	3- 3+ 5+	Oxigeno	2-	Sodio	1+
Calcio	2+	Hidrógeno	1+ 1-	Oro	1+ 3+	Telurio	2-
Carbono	4- 2+ 4+	Hierro	2+ 3+	Paladio	2+ 4+	Zinc	2+

SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Los sistemas de nomenclatura de compuestos inorgánicos que se verán en este curso son:

Nomenclatura Stock

Según este sistema, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación, éste se indica al final del nombre, expresado en números romanos y entre paréntesis. Por ejemplo, $Fe(OH)_2$: Hidróxido de hierro (II), $Fe(OH)_3$: Hidróxido de hierro (III)

Nomenclatura Sistemática

En este sistema se utilizan prefijos griegos (*mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta*, etc.) para indicar la cantidad de átomos que forman parte de la molécula. Por ejemplo, Cl_2O_3: trióxido de dicloro.

Nomenclatura Tradicional

Este sistema es uno de los más antiguos que aún se emplea. Cuando un elemento presenta más de un número de oxidación, se utilizan prefijos y sufijos, tales como *hipo, per* para los primeros; y *oso* e *ico,* para los segundos.

CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS

Los compuestos se clasifican según la cantidad de átomos de elementos en:

Compuestos binarios: están formados por dos clases de elementos. Se clasifican en:

- Combinaciones con el oxígeno (óxidos básicos y ácidos, peróxidos y superóxidos)
- Combinaciones con el hidrógeno (hidruros metálicos, hidruros no metálicos e hidrácidos)
- Sales binarias

Compuestos ternarios: están formados por tres tipos de elementos:

- Hidróxidos
- Oxoácidos (ó ácidos oxigenados)
- Oxosales (ó sales oxigenadas)
- Sales binarias ácidas

Compuestos cuaternarios: están formados por cuatro tipos de elementos:

- Sales oxigenadas ácidas

En este curso, solo se verán los principales tipos de compuestos.

COMPUESTOS BINARIOS

ÓXIDOS

Los óxidos se forman de la unión de los elementos con el oxígeno, se clasifican en los óxidos metálicos ó básicos y los óxidos no metálicos ó ácidos.

Óxidos Metálicos ó Básicos

$$\textit{Metal (M) + Oxígeno } (O_2) \textit{ = Óxido Metálico } (M_2O_n)$$

- Se escribe el símbolo del metal más el oxígeno.
- El subíndice del metal coincide con el nº de oxidación del oxígeno (2-) y viceversa.
- Se deben simplificar los subíndices en caso de que sean múltiplos entre sí.

Nomenclatura Stock: óxido + metal (nº oxid. del metal entre paréntesis en caso de que el mismo tenga más de un n° de oxidación)

Ejemplos:

Fe_2O_3	Óxido de Hierro (III)	**Ca_2O_2 = CaO**	Óxido de Calcio
Na_2O	Óxido de Sodio		

Nomenclatura Sistemática: prefijo-óxido + prefijo-metal

Ejemplos:

Fe_2O_3	Trióxido de Dihierro	**Ca_2O_2 = CaO**	Monóxido de Calcio
Na_2O	Monóxido de Disodio		

Nomenclatura Tradicional: óxido + metal - **OSO** (menor nº de oxidación)
óxido + metal - **ICO** (mayor nº de oxidación)

Ejemplos:

Fe_2O_2 = FeO	Óxido Ferroso (menor nº de oxid.)
Fe_2O_3	Óxido Férrico (mayor nº de oxidación)
Na_2O	Óxido de Sodio (único nº de oxidación)

<u>Óxidos No Metálicos ó Ácidos</u>

No Metal (X) + Oxígeno (O_2) = Óxido No Metálico (X_2O_n)

- Se escribe el símbolo del no metal más el oxígeno.
- El subíndice del no metal será el nº de oxid. del oxígeno (2-) y el subíndice del oxígeno (n), el del no metal.
- Se deben simplificar los subíndices en caso de que sean múltiplos entre sí.

Nomenclatura Stock: óxido + no metal (nº oxid. del no metal entre paréntesis en caso de que el mismo tenga más de un n° de oxidación)

Ejemplos:

P_2O_3	Óxido de Fósforo (III)	**S_2O_6 = SO_3**	Óxido de Azufre (VI)

Nomenclatura Sistemática: prefijo - óxido + prefijo - no metal

Ejemplos:

P_2O_3	Trióxido de Difósforo	**S_2O_6 = SO_3**	Trióxido de Azufre

Nomenclatura Tradicional: óxido + no metal - **OSO** (menor nº de oxidación)

óxido + no metal - **ICO** (mayor nº de oxidación)

Si es necesario, se usan prefijos **HIPO** y **PER**

Ejemplos:

P_2O_3 Óxido Fosforoso

P_2O_5 Óxido Fosfórico

Casos especiales: Cloro, Bromo, Iodo generalmente forman óxidos con los siguientes nº de oxidación: 1+, 3+, 5+,7+.

Cl_2O Óxido Hipocloroso

Cl_2O_3 Óxido Cloroso

Cl_2O_5 Óxido Clórico

Cl_2O_7 Óxido Perclórico

PERÓXIDOS

Metal (grupo IA, IIA) + Ion peróxido (O_2^{2-}) = Peróxido (M_2O_{2n})

- Se escribe el símbolo del metal seguido del ion peróxido.
- Se deben colocar los subíndices siguiendo el principio de electroneutralidad.
- El subíndice característico del ion peróxido nunca se debe simplificar.

Nomenclatura: Peróxido + metal

Ejemplos:

H_2O_2 Peróxido de Hidrógeno
BaO_2 Peróxido de Bario

HIDRUROS
Los hidruros se forman de la unión de los elementos con el hidrógeno, se clasifican en hidruros metálicos e hidruros no metálicos

<u>Hidruros Metálicos</u>

Metal (M) + Hidrógeno (H_2) = Hidruro Metálico (MH_n)

- El hidrógeno actúa como no metal, es en el único caso que usa número de oxidación (1-).
- El número de átomos de hidrógeno (n) será igual al número de oxidación del metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.
- Se escribe el símbolo del metal seguido del hidrógeno.

Nomenclatura Stock: Hidruro + nombre del metal (nº de oxidación del metal si tiene más de un n° de oxidación)

Ejemplos:

FeH_2 Hidruro de Hierro (II)

FeH_3 Hidruro de Hierro (III)

CaH_2 Hidruro de Calcio

NaH Hidruro de Sodio

Nomenclatura Sistemática: Prefijo - Hidruro + prefijo - nombre del metal

Ejemplos:

NaH Monohidruro de Sodio

FeH_2 Dihidruro de Hierro

PbH_4 Tetrahidruro de plomo

Nomenclatura Tradicional: Hidruro + metal + OSO (menor nº de oxid.)

Hidruro + metal + ICO (mayor nº de oxid.)

Ejemplos:

FeH_2 Hidruro Ferroso

FeH_3 Hidruro Férrico

CaH_2 Hidruro de Calcio

<u>Hidruros No Metálicos</u>

No Metal (X) + Hidrógeno (H_2)= Hidruro No Metálico (XH_n)

- Se escribe el hidrógeno seguido del no metal.
- El número de oxidación del hidrógeno (1+).
- Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales. Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro actúan con número de oxidación (3-) mientras que el carbono y el silicio lo hacen con número de oxidación (4-).
- El número de átomos de hidrógeno será igual al número de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.

Nomenclatura Sistemática: Prefijo - Hidruro + nombre del no metal

*Nomenclatura Tradicio*nal: tienen nombres triviales que no siguen ninguna regla general

Ejemplos:

	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NH_3	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
PH_3	Trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH_3	Trihidruro de arsénico	Arsina
BH_3	Trihidruro de boro	Borano
SbH_3	Trihidruro de antimonio	Estibina
CH_4	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH_4	Tetrahidruro de silicio	Silano

HIDRÁCIDOS

$$\textit{Hidrógeno } (H_2) + \textit{No metal } (X) = \textit{Hidrácido } (H_nX)$$

- Se escribe el hidrógeno seguido del no metal
- El número de oxidación del hidrógeno (1+).
- Se forman con los siguientes no metales: flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio, telurio.
- Los no metales siempre actúan con el nº de oxidación negativo.
- El número de átomos de hidrógeno (n) será igual al número de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.

Nomenclatura Tradicional: no metal - uro + hidrógeno (estado gaseoso)
ácido + no metal - hídrico (solución acuosa: actúan como ácidos)

Ejemplos:

$HCl_{(g)}$ Cloruro de Hidrógeno
$HCl_{(ac)}$ Ácido Clorhídrico

SALES BINARIAS

$$\textit{Hidrácido } (H_nX) + \textit{Hidróxido } (M(OH)_n) = \textit{Sal Binaria } (M_xX_n) + \textit{Agua}$$

Ejemplo:

$$HCl + Fe(OH)_2 = FeCl_2 + H_2O$$

Nomenclatura Stock: no metal + uro y metal (nº oxid. del metal cuando tiene más de un n° de oxidación).

Ejemplos:

$FeCl_2$ Cloruro de Hierro (II)

$FeCl_3$ Cloruro de Hierro (III)

$CaCl_2$ Cloruro de Calcio

Nomenclatura Tradicional: no metal + uro y metal + OSO (menor nº de oxid.)
no metal + uro y metal + ICO (mayor nº de oxid.)

Ejemplos:

$FeCl_2$ Cloruro Ferroso

$FeCl_3$ Cloruro Férrico

$CaCl_2$ Cloruro de Calcio

COMPUESTOS TERNARIOS

HIDRÓXIDOS (Función Básica)

Óxido metálico (M_2O_n) + agua (H_2O) = Hidróxido [$M(OH)_n$]

$$FeO + H_2O = Fe(OH)_2$$

- Se escribe el símbolo del metal seguido del ion oxhidrilo (OH^-), cuyo nº de oxidación es (1-).
- Habrá tantos oxhidrilos (n) como nº de oxidación presente el metal.

Nomenclatura stock: Hidróxido + metal (nº de oxidación si tiene más de un n° de oxidación).

Ejemplos:

$Fe(OH)_2$ Hidróxido de hierro (II)

$Fe(OH)_3$ Hidróxido de hierro (III)

$Ca(OH)_2$ Hidróxido de Calcio

Nomenclatura Sistemática: Prefijo - Hidróxido + metal

Ejemplos:

$Fe(OH)_2$ Dihidróxido de Hierro

$Fe(OH)_3$ Trihidróxido de Hierro

$Ca(OH)_2$ Dihidróxido de Calcio

Nomenclatura Tradicional: Hidróxido y metal - OSO (menor nº de oxid.)
Hidróxido y metal - ICO (mayor nº de oxid.)

Ejemplos:

$Fe(OH)_2$ Hidróxido Ferroso

$Fe(OH)_3$ Hidróxido Férrico

$Ca(OH)_2$ Hidróxido de Calcio

ÁCIDOS OXIGENADOS Ó OXOÁCIDOS (función ácida)

Óxido no metálico + Agua = Oxoácido ($H_aX_bO_c$)

Ejemplo: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$

- Se escribe el hidrógeno, seguido del no metal, más el oxígeno.
- **X** es el no metal o metaloide. En este caso siempre actúa con nº de oxidación positivo.

En este curso solo se utilizará la nomenclatura tradicional para oxoácidos.

Nomenclatura Tradicional: ácido y nombre de no metal con terminación **OSO** (menor n° de oxidación) e **ICO** (mayor n° de oxidación)

Ejemplos:	H_2SO_3	Ácido Sulfuroso	H_2SO_4	Ácido Sulfúrico
	$HClO$	Ácido Hipocloroso	$HClO_3$	Ácido Clórico
	$HClO_2$	Ácido Cloroso	$HClO_4$	Ácido Perclórico

Casos Especiales: Elementos como el **fósforo, arsénico, antimonio** (con n° de oxidación 3+ y 5+) y **boro** (con n° de oxidación 3+) forman, tres ácidos distintos. Estos se diferencian en el grado de hidratación.
La nomenclatura tradicional además de usar los sufijos **oso** e **ico**, utiliza los prefijos **meta, piro** y **orto**

Ejemplo: Cuando el fósforo actúa con 5+

$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = HPO_3$ Ácido ***Meta***fosfór***ico***

$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$ Ácido ***Piro***fosfór***ico***

$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$ Ácido ***Orto***fosfór***ico***

El **Cromo** tiene los siguientes n° de oxidación: 2+, 3+, 6+. Solo con el último actúa como no metal y forma ácidos. Ellos son:

H_2CrO_4	Ácido Crómico
$H_2Cr_2O_7$	Ácido Dicrómico

El Manganeso presenta los siguientes números de oxidación: 2+, 3+, 4+, 6+ y 7+. Solo con los tres últimos actúa como no metal y forma ácidos. Ellos son:

H_2MnO_3	Ácido Manganoso
H_2MnO_4	Ácido Mangánico
$HMnO_4$	Ácido Permangánico

SALES OXIGENADAS NEUTRAS Ó OXOSALES

Ácido oxigenado ($H_aX_bO_c$)+ Hidróxido ($M(OH)_n$) = Sal oxigenada ($M_aX_bO_c$) + Agua

$$HNO_2 + Fe(OH)_2 = Fe(NO_2)_2 + H_2O$$

- Resultan de reemplazar **todos los hidrógenos** de los oxoácidos, por **metales**.
- Se escribe el símbolo del metal más el no metal seguido del oxígeno.
- El intercambio de n° de oxidación se realiza entre el metal y el anión poliatómico de la sal.
- Simplificar cuando sea necesario.

Nomenclatura Tradicional:

No metal + ***ITO*** (menor n° de oxidación) + metal + ***OSO*** (menor n° de oxid.) ó **ICO** (mayor n° de oxid.)

No metal + ***ATO*** (mayor n° de oxid.) + metal + ***OSO*** (menor n° de oxid.) ó **ICO** (mayor n° de oxid.)

Ejemplos:

$Fe(NO_2)_2$	Nitrito Ferroso	**$Fe(NO_2)_3$**	Nitrito Férrico
$Fe(NO_3)_2$	Nitrato Ferroso	**$Fe(NO_3)_3$**	Nitrato Férrico
$Ca(ClO)_2$	Hipoclorito de Calcio	**$Cu(ClO_2)_2$**	Clorito Cúprico
$Ba(ClO_3)_2$	Clorato de Bario	**$Sn(ClO_4)_2$**	Perclorato Estañoso

EJERCICIOS

1. A medida que avances en el tema de nomenclatura, completa las siguientes tablas:

a) Óxidos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
MgO		Monóxido de magnesio	Óxido de magnesio
NiO	Óxido de níquel (II)		Oxido niqueloso
		Trióxido de diníquel	Oxido niquélico
SnO_2	Oxido de estaño (IV)		
Fe_2O_3			
PbO_2			
	Óxido de oro (I)		
			Óxido estanoso
	Óxido de bromo(I)	Monóxido de dibromo	
SeO_2	Óxido de selenio(IV)		
	Oxido de yodo (VII)		
As_2O_5			Oxido arsénico
		Pentóxido de dinitrógeno	

b) Peróxidos

Fórmula	N. Tradicional
	Peróxido de hidrógeno = Agua oxigenada
Li_2O_2	
Na_2O_2	
	Peróxido de plata
	Peróxido de bario

c) Hidruros metálicos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
NaH	Hidruro de sodio		
CuH_2			Hidruro Cúprico
	Hidruro plomo(IV)	Tetrahidruro de plomo	
AuH_3			
CsH	Hidruro de cesio		
	Hidruro de estaño(II)		
			Hidruro de plata

d) Hidrácidos

Fórmula	N. Tradicional (estado gaseoso)	N. Tradicional (solución acuosa)
HF		Ácido fluorhídrico
		Ácido clorhídrico
HBr		
HI		
H_2S		Ácido sulfhídrico
	Seleniuro de hidrógeno	
		Ácido telurhídrico

e) Sales Binarias Neutras

Fórmula	N. Stock	N. Tradicional
CaF_2	Fluoruro de calcio	
$CoCl_3$		Cloruro cobáltico
	Bromuro de cadmio	
	Yoduro de cobre (II)	
PtS_2		
Al_2Se_3		

f) Hidróxidos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
$Cr(OH)_2$			
	Hidróxido de mercurio(II)		
	Hidróxido de sodio		
$Mg(OH)_2$			Hidróxido de magnesio
$Au(OH)_3$	Hidróxido de oro (III)	Trihidróxido de oro	
			Hidróxido plúmbico
$Ni(OH)_3$			
		Dihidróxido de cadmio	

g) Ácidos Oxigenados

Fórmula	N. Tradicional
HIO	
H_2SO_3	
	Ácido Iodoso
	Ácido nitroso
HPO_2	
$HBrO_4$	
	Ácido Carbónico

h) Sales Oxigenadas Neutras

Ácido	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HIO_3	Ácido iódico	$Ca(IO_3)_2$	Iodato de calcio
$HBrO_4$		$Li(BrO_4)$	
H_2SO_3		$Pb(SO_3)_2$	
H_2SO_4			Sulfato ferroso
$H_4P_2O_5$			Pirofosfito auroso
$HMnO_4$		$K(MnO_4)$	
			Metarseniato férrico
			Metafosfato plúmbico
		$Li_2(CO_3)$	
		$Ba(ClO)_2$	
		$Mg_2(P_2O_7)$	
			Perclorato mercúrico
			Nitrito de sodio
		$Cu(BrO_4)_2$	
		$Ca(NO_2)_2$	
			Bromato estáñico
		$Fe(SO_3)$	
			Clorato mercurioso
		$Al_2(SO_4)_3$	
		$Zn(IO_3)_2$	

EJERCITACION NOMENCLATURA QUÍMICA

1. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

a) Dióxido de carbono
b) Óxido cuproso
c) Óxido cloroso
d) Hidruro de aluminio
e) Sulfuro de calcio
f) Cloruro áurico
g) Bromuro de sodio
h) Óxido de zinc
i) Trióxido de azufre
j) Óxido de manganeso (VI)
k) Ácido fluorhídrico
l) Hidruro de calcio
m) Óxido cobaltoso
n) Bromuro de hidrógeno
o) Óxido de cromo (VI)
p) Hidruro de bario
q) Peróxido de potasio
r) Peróxido de calcio
s) Carbonato ferroso
t) Arsenamina
u) Sulfito de sodio
v) Ortoarseniato de litio
w) Ácido metafosfórico
x) Iodato de litio
y) Hidróxido cobáltico
z) Carbonato de sodio
aa) Sulfato de aluminio
bb) Hidróxido de plata
cc) Hidróxido cuproso
dd) Ácido cloroso
ee) Nitrato de cadmio
ff) Ácido sulfúrico
gg) Ácido piroantimónico
hh) Hidróxido de aluminio
ii) Sulfuro de zinc
jj) Hidróxido niquélico
kk) Nitrito plumboso
ll) Ácido periódico
mm) Ácido crómico

2. Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

a) PbO_2
b) KOH
c) $CuCl_2$
d) $CaBr_2$
e) CuI
f) Fe_2O_3
g) Al_2O_3
h) PbO
i) HCl(g)
j) KI
k) MnO_3
l) Hg_2O
m) Na_2O
n) $PtCl_4$
o) $HF_{(ac)}$
p) SnO_2
q) H_2O
r) H_2O_2
s) $Al_2(CO_3)_3$
t) KOH
u) HNO_3
v) $Co(NO_3)_2$
w) Na_2CO_3
x) H_3PO_3
y) $HgSO_4$
z) $Ca(OH)_2$
aa) K_2SO_4
bb) $Ba(NO_2)_2$
cc) HClO
dd) $Sn(BrO_2)_2$
ee) Na_2CO3
ff) H_2CO_3
gg) $Ni(OH)_2$

ESTEQUIOMETRÍA DE LA MOLÉCULA

La palabra Estequiometría se aplica a las relaciones entre los moles, masas o volúmenes que participan en una reacción química.
Una vez formulada la hipótesis de Dalton, el siguiente paso lógico fue determinar las masas relativas de los átomos de los elementos. Como no se puede determinar la masa individual de un átomo, las masas relativas fueron la mejor información disponible. Es decir, se propuso que el átomo de un elemento tenía una masa igual al doble de la del átomo de otro elemento distinto.
¿De qué manera se determinaron las masas relativas? Se tomaron números iguales de átomos (cantidades considerables) de diversos elementos y se determinó la proporción de masas en estos conjuntos de átomos. Por ejemplo, un número grande de átomos de carbono tiene una masa total de 12.0 g y un número igual de átomos de oxígeno tiene una masa total de 16.0 g. Como el número de átomos de cada tipo es igual, la proporción de masas de átomos de carbono con respecto a los de oxigeno es 12.0: 16.0
Transcurridos 50 años, se diseñó un método experimental para determinar las proporciones atómicas de los compuestos y se pudo establecer la escala de pesos atómicos relativos. Esos pesos relativos se llaman **pesos atómicos**.
El peso atómico del elemento más ligero, hidrógeno, se consideró originalmente como una **unidad de masa atómica (uma).** Los valores modernos de los pesos atómicos se basan en el tipo de átomo de carbono más común, denominado carbono 12, y que se representa como ^{12}C. La masa del ^{12}C se define como un peso atómico de exactamente 12 uma. En esta escala el hidrógeno tiene un peso atómico de 1.008 uma
Una molécula es el conjunto de dos o más átomos**. El peso molecular** de una sustancia resulta de la suma de los pesos atómicos de cada átomo que contiene la molécula, representada mediante la fórmula química.
Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) tiene un peso molecular de 98 uma.

Peso molecular = 2(p.a. del H) + p.a. del S + 4(p.a. del O)
= 2(1.0 uma) + 32.0 uma + 4(16.0 uma)
= 98.0 uma

MOL
Ya se ha indicado que el concepto de peso atómico es importante porque permite contar los átomos de manera indirecta, pesando las muestras. Un número conveniente de unidades de átomos moléculas, o fórmulas, es aquel número cuya masa en gramos es igual, desde el punto de vista numérico, al peso atómico. Esta cantidad se denomina **mol**. Así un mol de un átomo de ^{12}C es el número de átomos en 12.0 g. De manera experimental, se ha determinado que un **mol** de partículas contiene **6.022×10^{23} partículas.**

Por ejemplo:

1 mol de átomos de ^{12}C. = 6.022×10^{23} átomos de ^{12}C

1 mol de moléculas de H_2O = 6.022×10^{23} de moléculas de H_2O

1 mol de iones NO_3^- = 6.022×10^{23} de iones NO_3^-

Un mol de átomos de cualquier elemento tiene una masa en gramos que es numéricamente igual al peso atómico de un átomo sencillo. Por ejemplo, un átomo de oro tiene una masa de 197 uma, mientras que un mol de átomos de oro tiene una masa de 197g.

Esta idea puede generalizarse para incluir moléculas e iones. Es decir, la masa de un mol de moléculas de cualquier sustancia es siempre igual al peso molecular expresado en gramos. Por ejemplo, una molécula de agua tiene una masa de 18.0 uma, un mol de agua pesa 18.0 g.

Ejemplos:

1 mol de átomos de ^{12}C. = 6.022 x 10^{23} átomos de ^{12}C = 12.0 g

1 mol de moléculas de H_2O = 6.022 x 10^{23} de moléculas de H_2O = 18.0 g

1 mol de iones NO_3^- = 6.022 x 10^{23} de iones NO_3^- = 62.0 g

EJERCICIOS

1) Definir y dar un ejemplo de cada uno de los siguientes términos:
   a) átomo b) molécula c) ion

2) Con sus propias palabras describir la composición atómica de las siguientes moléculas:
   a) He
   b) O_2
   c) CO_2
   d) NH_3
   e) C_2H_5OH

3) ¿Qué entiende por unidad de masa atómica (uma)?

4) ¿Qué es un mol? ¿Por qué es una unidad conveniente?

5) ¿Cuántos moles de átomos contienen cada una de los siguientes elementos?
   a) 59.4 g de Al
   b) 90.7 g de Pb
   c) 101.0 g de Cu

6) ¿Cuántos moles de moléculas contienen cada una de las siguientes sustancias?
   a) 59.4 g de peróxido de hidrógeno
   b) 90.7 g de óxido plúmbico
   c) 101.0 g de hidróxido niquélico

7) Determinar los gramos que hay en:
   a) 2.5 mol de Cu
   b) 1.8 mol de O_3
   c) 8.4x10^{23} átomos de Zn
   d) 6.8x10^{23} moléculas de N_2
   e) 1.7 moles de sulfato férrico
   f) 2.98x10^{23} moléculas de carbonato de calcio

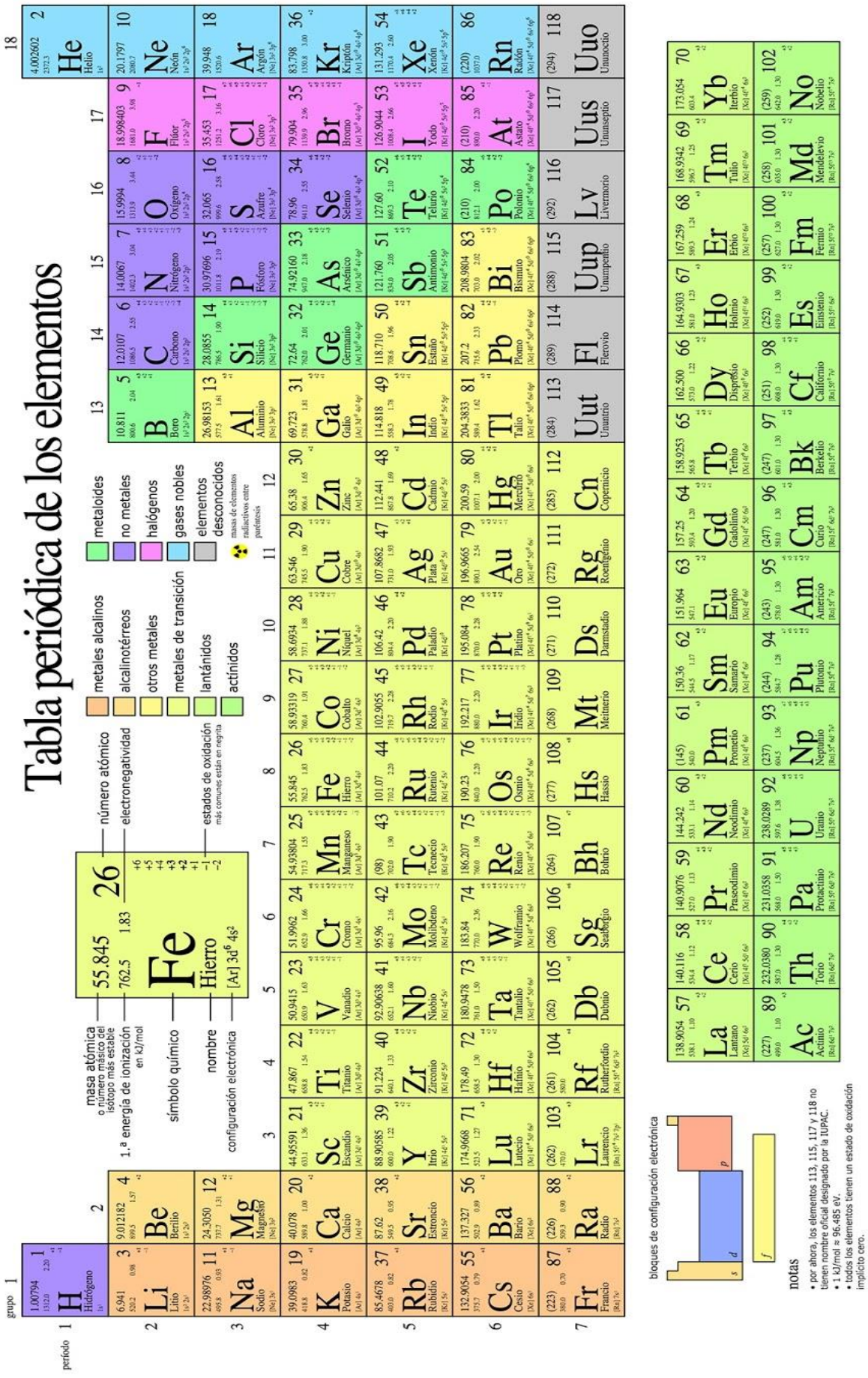


Tabla periódica de los elementos
grupo
período
masa atómica o número másico del isótopo más estable
1.ª energía de ionización en kJ/mol
símbolo químico
nombre
configuración electrónica
55.845
762.5
1.83
26
Fe
Hierro
[Ar] 3d6 4s2
+6
+5
+4
+3
+2
+1
−1
−2
número atómico
electronegatividad
estados de oxidación
más comunes están en negrita
metaloides
no metales
halógenos
gases nobles
elementos desconocidos
masas de elementos radiactivos entre paréntesis
metales alcalinos
alcalinotérreos
otros metales
metales de transición
lantánidos
actínidos
bloques de configuración electrónica
s
d
p
f
notas
• por ahora, los elementos 113, 115, 117 y 118 no tienen nombre oficial designado por la IUPAC.
• 1 kJ/mol ≈ 96.485 eV.
• todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.

BIBLIOGRAFÍA

1. Atkins P. et al. Inorganic Chemistry 4 ª ed. Freeman. EE.UU. 2006.
2. Brown L., LeMay H., Bursten B. Química: La Ciencia Central. 9ª ed. Pearson Educación. México. 2004.
3. Burns R. Fundamentos de Química 1. 4ª ed. Pearson Prentice Hall. México. 2004.
4. Chang R., College W. Química General. 7ª ed. Mc Graw Hill. Colombia. 2002.
5. Masterton W., Hurley C. Principios y Reacciones. Química. 4ª ed. Thomson. España. 2004.
6. Mc Murry J. Fay R. Química General. 5ª ed. Pearson Prentice Hall. México. 2003.
7. Petrucci R., Harwood W., Herring F. Química General. Enlace Químico y Estructura de la materia. Volumen I. 8ª ed. Pearson Prentice Hall. España. 2003.
8. Whitten K., Davis R., Peck M. Stanley J. Química General. 8ª ed., Mc. Graw Hill. México. 2011.
9. Zumdahk S. Fundamentos de la Química. Mc. Graw Hill. México. 1992.

INDICE

Páginas

Contenidos Mínimos..... 1

Introducción a la Química..... 2

Materia y Energía 2

Propiedades de la materia 3

Sistemas Materiales..... 3

Estados de la materia y sus Cambios..... 5

Modelos Atómicos..... 7

Tabla periódica 10

Iones 12

Nomenclatura 13

Oxidos, Peróxidos, Superóxidos..... 14

Hidruros, Hidrácidos……..... 17

Sales binarias 19

Hidróxidos 19

Ácidos Oxigenados..... 20

Sales oxigenadas 21

Sales ácidas 22

Estequiometría de la molécula 27

Bibliografía 29