

# MÓDULO DE QUÍMICA

Para

- Ingeniería Química
- Profesorado en Química





# MÓDULO DE QUÍMICA

## Aprendiendo el Lenguaje de la Química

*Autores*

*Prof. Nanci Farias*

*MSc: Victoria de la Fuente*

*MSc: Graciela Pérez*

## Palabras Introductorias

*Te damos la bienvenida al primer Curso Introductorio de Química que ha sido diseñado para que repasemos juntos la Formulación de Compuestos Inorgánicos.*

*El objetivo principal que perseguimos es guiarte en los primeros pasos de tu vida universitaria para que puedas conocer o repasar el “Lenguaje de la Química”. De este modo queremos llegar al final del curso habiendo aprendido nociones básicas sobre nomenclatura lo que te permitirá introducirte en los contenidos de la química básica. Esperamos que disfrutes este tiempo de aprendizaje compartido.*

## OBJETIVO GENERAL

- 1) Conocer y aplicar la nomenclatura de los compuestos inorgánicos.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- 1) Utilizar la tabla periódica de los elementos.
- 2) Conocer los símbolos de los elementos químicos.
- 3) Calcular el número de oxidación de un compuesto.
- 4) Escribir fórmulas de sustancias químicas a partir de sus nombres mediante distintas nomenclaturas.
- 5) Nombrar los compuestos a partir de sus fórmulas.
- 6) Deducir a partir de los elementos la formación de óxidos, hidruros, ácidos, bases y sales.

## CONTENIDOS A DESARROLLAR

Tabla periódica: número atómico, número másico y concepto de electronegatividad. Concepto de número de oxidación. Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos: compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.

## BIBLIOGRAFÍA

1. ANGELINI-BAUMGARTNER-BENITEZ y otros. “Temas de Química General”. 2da Edición. Eudeba.1995.
2. BROWN-LEMAY-BURSTEN. “Química: La Ciencia Central”.7ª Edición. Prentice Hall.1998, México. Con CD interactivo.
3. CHANG, RAYMOND. “Química”.6ta Edición. McGraw Hill. 1999, España.
4. MARTÍNEZ, J. M., DONATI, E. R. “Principios Básicos de Química”. Facultad de Ciencias Exactas. Edición de los autores, 1999. Universidad Nacional de la Plata.
5. Mc MURRY- FAY. Chemistry. Fourth edition. Prentice Hall.
6. PETRUCCI-HARWOOD- HERRING. General Chemistry. Principles and Modern Application. 8<sup>th</sup> Edition. Con CD interactivo.
7. PRADYOT, PATNAIK. Handbook of Inorganic Chemicals. McGraw Hill, 2003.
8. WHITTEN–DAVIS–PECK. “Química General”. 5ta Edición. McGraw Hill.1998, España.

**TEMAS CONSULTADOS EN SITIOS DE INTERNET - Revisado Febrero 2017-**

Chemistry Greek.com. Mr. Rapp's Chemistry site. Variedad de recursos para Química General y Química Orgánica. Idioma inglés.

<http://www.chemistrygeek.com/chem1.htm>

Cuarto estado de la materia.

<http://www.iafe.uba.ar/plasmas/plasma/sld003.htm>

Vidrios: composición, tipos, colores y sus propiedades.

<http://www.uned.es/cristamine/gemas/imitaciones/vidrio.htm>

Control de emisiones de chimeneas.

[http://hiq.aga.cl/International/Web/LG/CL/likeIlgspgcl.nsf/DocByAlias/appl\\_smoke](http://hiq.aga.cl/International/Web/LG/CL/likeIlgspgcl.nsf/DocByAlias/appl_smoke)

Advanced Chemistry Development (ACD/Labs). Se puede bajar para uso educacional ACD/Chem Sketch 10. Software con una variedad de aplicaciones para química. Permite construcción de moléculas en 3D con animación.

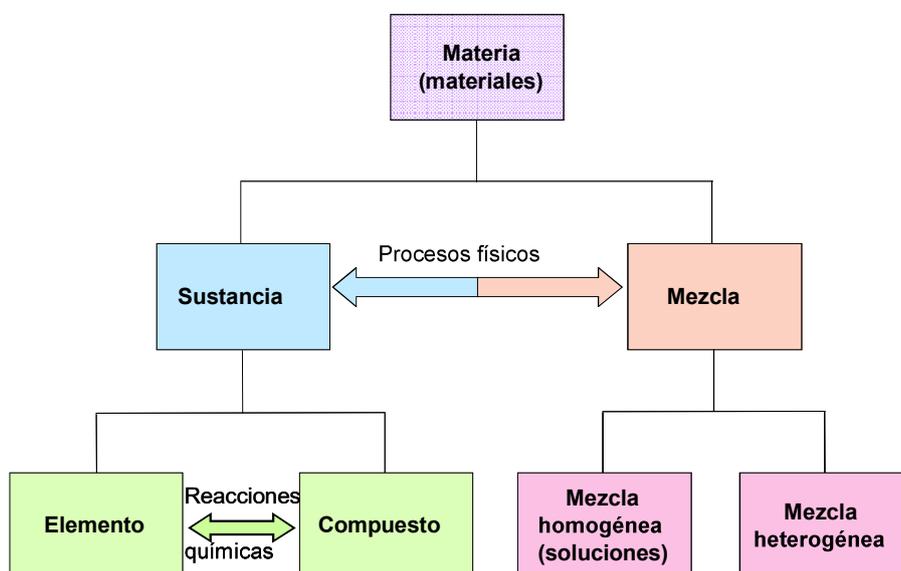
<http://www.acdlabs.com/resources/freeware/chemsketch/>

General chemistry: Principles and Modern Applications. Eighth edition. Variedad de imágenes y videos interactivos bajo formato Quick Time Player para Química General.

[http://cwx.prenhall.com/petrucci/medialib/media\\_portfolio/index.html](http://cwx.prenhall.com/petrucci/medialib/media_portfolio/index.html)

## OBJETO DE ESTUDIO DE LA QUÍMICA

La materia es todo material físico del universo que posee masa y ocupa un lugar en el espacio. La química se encarga de estudiar la materia así como sus propiedades, composición y transformaciones. En una transformación física la composición de la materia no cambia (Ej. cuando hierro sólido puro es calentado hasta temperaturas de 1535°C éste se funde, es decir representa un cambio físico), mientras que en una transformación química la composición de la materia se altera como por ejemplo una reacción química. La Figura 1 muestra que la materia puede estar constituida por una única sustancia o por un conjunto de ellas llamada mezcla. A su vez, una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto.



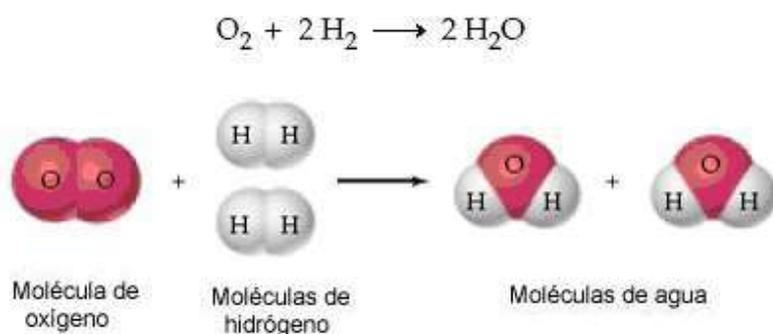
**Figura 1:** Diagrama que resume la clasificación de la materia en mezclas, elementos y compuestos.

Un **elemento** o sustancia simple es aquella que está constituida por una única clase de átomos. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es un elemento porque sus moléculas están formadas sólo por átomos de oxígeno. Mientras que un **compuesto** o sustancia compuesta es aquella que está formada por átomos de elementos diferentes, como por ejemplo el agua. Estos elementos o compuestos pueden explorarse en una escala **macroscópica** mediante lo que perciben nuestros sentidos o en una escala **microscópica** donde se estudia la química en función de átomos y moléculas. Entendiéndose por **átomo** la partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de cambios (físicos y químicos) y por **molécula** a un agregado de por lo menos dos átomos en una configuración definida, que se

mantienen unidos mediante fuerzas químicas.

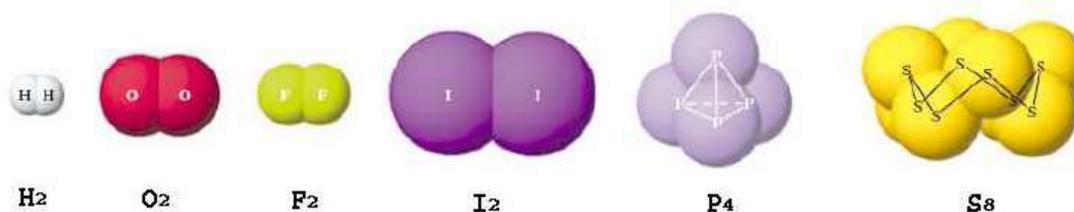
Los átomos de oxígeno individuales no son estables a temperatura y presión ordinarias. En el caso del oxígeno se combinan de a pares formando moléculas diatómicas, O<sub>2</sub>. Otros ejemplos de moléculas diatómicas son hidrógeno, nitrógeno, flúor, cloro, bromo y yodo.

En la Figura 2 puede verse una representación de una transformación química donde a partir de las sustancias simples oxígeno (O<sub>2</sub>) e hidrógeno (H<sub>2</sub>) se forma el agua (H<sub>2</sub>O) que es un compuesto.



**Figura 2:** Representación de una transformación química de la formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno.

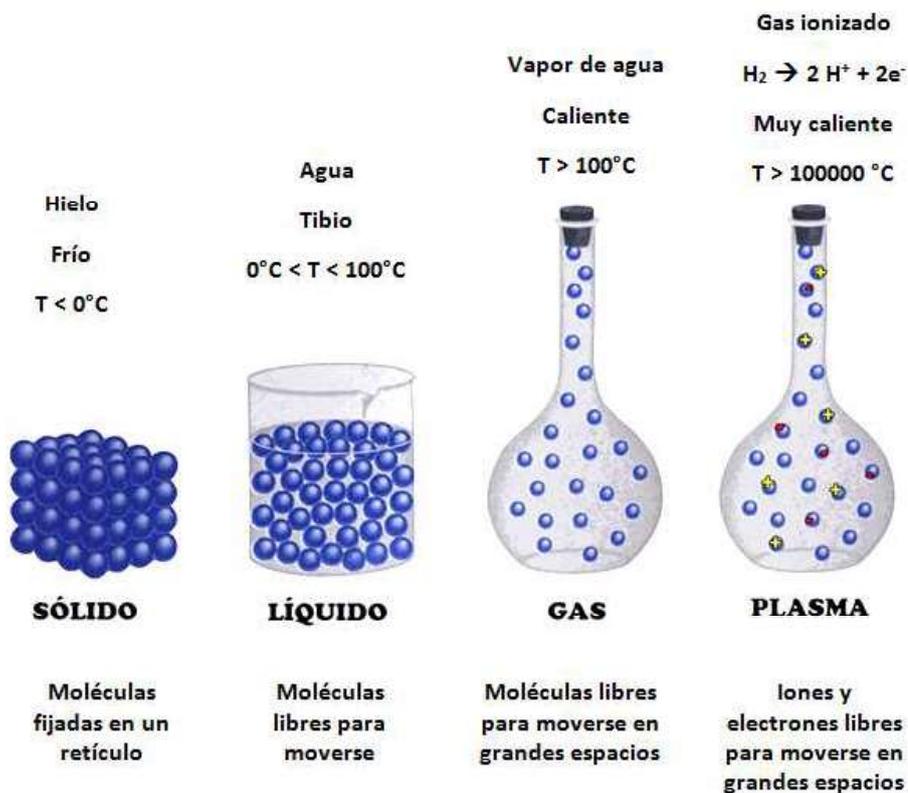
Otros elementos existen como moléculas más complejas. Las moléculas de fósforo consisten de cuatro átomos mientras que el azufre existe a temperaturas y presiones ordinarias como moléculas octoatómicas. La Figura 3 muestra representaciones de moléculas diatómicas y poliatómicas.



**Figura 3:** Representación de moléculas diatómicas y poliatómicas.

## ESTADOS EN QUE SE PRESENTA LA MATERIA

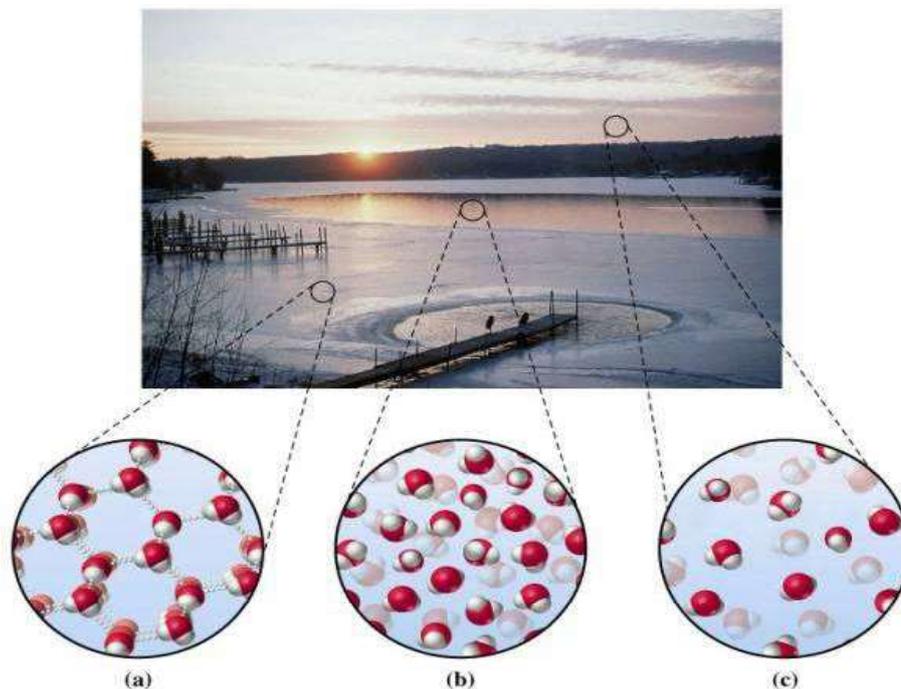
En la naturaleza la materia se encuentra en tres estados: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. Dichos estados poseen propiedades observables diferentes. Un **sólido** se caracteriza por tener forma y volumen propios. En un sólido las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento. Mientras que un **líquido** posee volumen propio pero no tiene forma definida, adopta la del recipiente que lo contiene. En un líquido, las moléculas están unidas, pero pueden moverse libremente. Líquidos y sólidos no pueden ser comprimidos apreciablemente. Un **gas** se ajusta al volumen y a la forma del recipiente que lo contiene pudiendo ser comprimido o expandido. Su volumen es variable y su forma no es fija. Cuando un gas es calentado a muy altas temperaturas como las existentes en el sol los átomos de un gas se “ionizan”, es decir que los mismos pierden electrones y queda un gas de partículas cargadas conocido como **plasma**. El mismo constituye el cuarto estado de la materia. En la Figura 4 se comparan los estados de la materia mediante ejemplos.



**Figura 4:** Características y ejemplos de los cuatro estados de la materia.

La Figura 5 muestra los tres estados físicos del agua desde el punto de vista macroscópico y vistas moleculares que indican que las moléculas de agua están más ordenadas en el estado sólido que en el líquido. Mientras que las moléculas en el estado gaseoso están muy separadas

comparadas con el líquido.



**Figura 5:** Laguna en la que el agua se encuentra en tres estados: sólido, líquido y gaseoso, de acuerdo a las condiciones de presión y temperatura. Las imágenes ampliadas muestran moléculas de agua en la que cada esfera roja representa un átomo de oxígeno y cada esfera gris un átomo de hidrógeno. a) Agua sólida, con empaquetamiento bastante compacto, cada molécula consta de un átomo de oxígeno (rojo) y dos átomos de hidrógeno (gris). b) Agua líquida donde las moléculas de agua son bastante móviles y están más separadas. c) Agua en forma gaseosa, aquí las moléculas están muy alejadas entre sí.

## EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA Y LA TABLA PERIÓDICA

Así como utilizamos nuestro abecedario (que contiene 27 letras) para formar todas las palabras que existen, en Química se utilizan los **símbolos químicos** para nombrar sustancias. Los símbolos químicos representan los distintos **elementos químicos**. Por ejemplo: el elemento carbono se representa con el símbolo "C", el hidrógeno con el símbolo "H", etc. En la Figura 6 puedes observar un arreglo de los elementos químicos conocidos que se denomina **Tabla Periódica**.

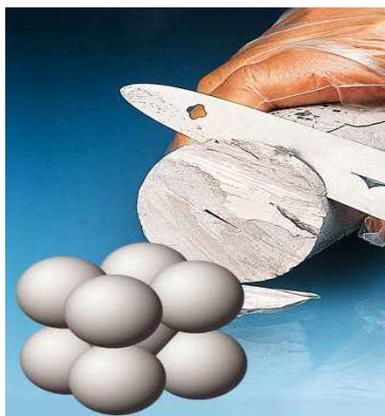
Muchos elementos tienen notables similitudes entre sí. El litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K) son metales blandos muy reactivos mientras que el helio (He), neón (Ne) y argón (Ar) son gases poco reactivos. Si disponemos los elementos en orden de Z creciente, donde Z es el número atómico o cantidad de protones en el núcleo, vemos que sus propiedades físicas y químicas exhiben un patrón repetitivo o periódico (Brown et al., 1998).

Aquellos elementos ubicados en una columna poseen propiedades similares y a cada una de las columnas se la conoce como **grupo**. Cada fila de la tabla se la denomina **período**. Hay diferentes designaciones para los grupos, una numera los grupos desde el 1 al 18 mientras que la otra usa números romanos.

Metales Alcalinos		Metales de Transición										Familia del B	Familia del C	Familia del N	Calcógenos	Halógenos	Gases Nobles		
IA (1)	IIA (2)	IIIB (3)	IVB (4)	VB (5)	VIB (6)	VII B (7)	VIII B (8, 9, 10)			IB (11)	IIB (12)	IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)		
1 H	2 He											3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne		
3 Li	4 Be											9 Al	10 Si	11 P	12 S	13 Cl	14 Ar		
11 Na	12 Mg	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 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt											
Lantánidos		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
Actínidos		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				

**Figura 6:** Tabla periódica de los elementos, se muestran con colores diferentes los metales, no metales y metaloides. También se indican el nombre de los principales grupos.

Los elementos situados sobre el lado izquierdo y en la parte media de la tabla (exceptuando el H) son **metales** que se caracterizan por su brillo propio, maleabilidad, ductilidad, alta conductividad térmica y eléctrica. Sobre el lado derecho de la tabla se encuentran los **no-metales** caracterizados por su baja conductividad (excepto el grafito), buenos aislantes del calor y fragilidad en el estado sólido. Estas dos zonas quedan separadas por la línea diagonal junto a la cual se encuentran los **metaloides** con propiedades intermedias entre metales y no metales.



***Figura 7a***

La Figura 7a muestra un trozo de Na metálico y su estructura cúbica centrada en el cuerpo. Es un elemento del grupo I (metales alcalinos). Dada su baja dureza puede ser cortado fácilmente. Tanto el Na como el K son altamente reactivos y la Figura 7b muestra una violenta reacción con el agua.



***Figura 7b***



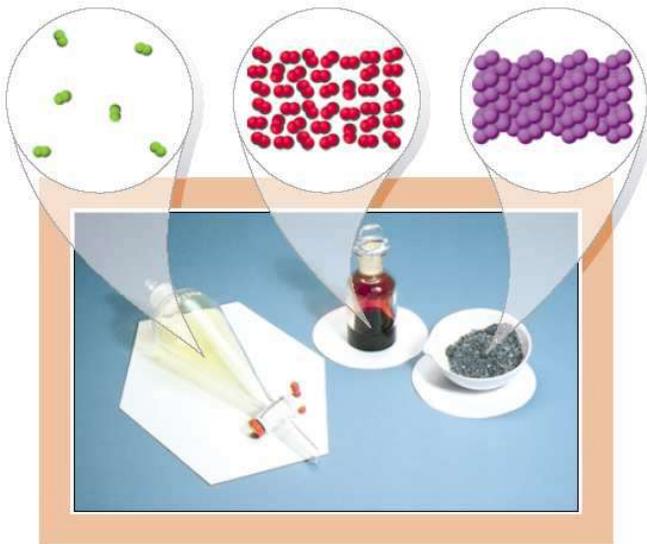
***Figura 8***

La Figura 8 muestra Si puro, un metaloide del grupo IV A. Es usado en celdas fotovoltaicas que pueden convertir la energía solar en electricidad. De acuerdo a su contenido de impurezas el silicio puede ser: **grado metalúrgico** (GM) empleado para elaborar aceros resistentes a la corrosión o **grado electrónico** (GE) para componentes electrónicos como los “chips” de computadoras. En este último caso el Si debe ser de muy alta pureza.

La Figura 9 muestra grafito y diamante, ambos constituidos por átomos de carbono (no metal del grupo IV A). Las diferencias en sus aspectos y propiedades están determinadas por la forma en que se unen los átomos de C. (a) Estructura del grafito, es frágil, lubricante y buen conductor de electricidad. (b) Estructura del diamante que es un sólido duro y transparente. Se utiliza como abrasivo y en herramientas de corte.



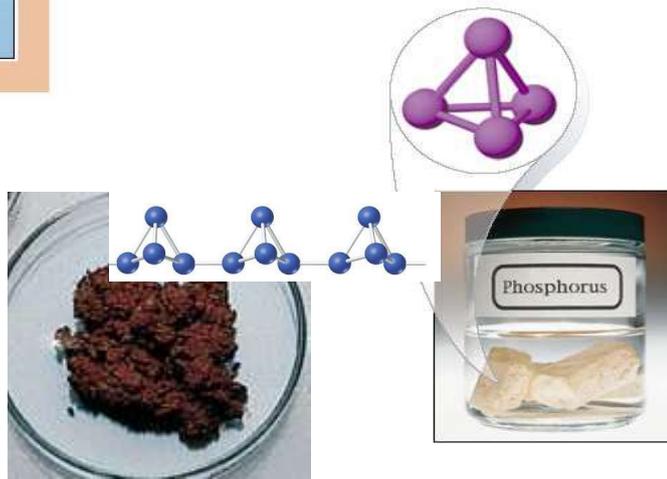
***Figura 9***



En la Figura 10 se muestran tres elementos no metálicos del grupo VII A cloro, bromo y yodo. En condiciones de temperatura y presión ambiente como se muestra a nivel microscópico el primero es gaseoso, el bromo es líquido mientras que el yodo es sólido. Algunos usos de sus derivados son: Cloro: plásticos, solventes, desinfectantes. Bromo: sales de fotografía, pesticidas. Iodo: agentes farmacéuticos.

***Figura 10***

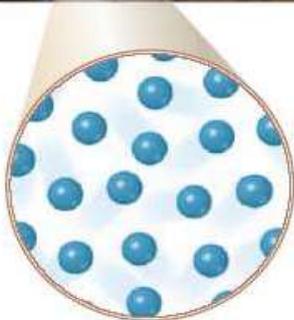
La Figura 11 muestra fósforo blanco y fósforo rojo. El P es un no metal del grupo VA. El primero es muy reactivo con aire por lo que debe guardarse en agua. Cada molécula tiene cuatro átomos de fósforo es decir  $P_4$ . El segundo es más estable por su estructura de redes tridimensionales.



***Figura 11***



La Figura 12 muestra el elemento neón (Ne) perteneciente al grupo 8 formado por átomos individuales. Es un gas incoloro cuya luz emitida de color rojo-anaranjado hace que se emplee en tubos de neón para publicidad. Cuando el neón se encuentra en estado líquido tiene aplicaciones como refrigerante.



***Figura 12***

Otra propiedad de cada elemento químico es la **electronegatividad** que se define como la “capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí mismo”. Es decir, estamos hablando de una propiedad de los átomos enlazados y mientras mayor sea la electronegatividad de un átomo mayor será su capacidad para atraer electrones del enlace. La Figura 13 muestra los valores de electronegatividad de Pauling. El elemento más electronegativo con una electronegatividad de 4.0 es el Flúor (F) mientras que el menos electronegativo con un valor de 0.7 es el cesio (Cs). En general, a lo largo de cada periodo hay un aumento continuo de la electronegatividad de izquierda a derecha, es decir desde los elementos con carácter metálico a los no-metálicos.

1A		2A												H						3A	4A	5A	6A	7A
Li	Be											2.1						B	C	N	O	F		
1.0	1.5																	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0		
Na	Mg	3B		4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al	Si	P	S	Cl							
0.9	1.2												1.5	1.8	2.1	2.5	3.0							
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br								
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I								
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At								
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2								

<span style="background-color: #90EE90; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> <1.0	<span style="background-color: #E0E0E0; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> 1.5-1.9	<span style="background-color: #FFDAB9; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> 2.5-2.9
<span style="background-color: #90EE90; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> 1.0-1.4	<span style="background-color: #ADD8E6; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> 2.0-2.4	<span style="background-color: #FFA07A; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> 3.0-4.0

**Figura 13:** Tabla de electronegatividades de Pauling.

## EJERCICIOS

### Ejercicio 1.

A continuación se presentan los elementos esenciales para el cuerpo humano. Aquellos que se encuentran en cantidades mínimas y que merecen especial atención son el Fe, Cu, Zn, I y Co. Estos resultan imprescindibles para el crecimiento, transporte de oxígeno y defensa contra enfermedades. Sabiendo que el porcentaje en masa indica la cantidad del elemento en gramos, presente en 100 g de muestra:

- Escribe el símbolo de cada uno de los elementos, sin mirar la tabla periódica.
- Calcula en gramos cada uno de los elementos si tu masa corporal fuera de 55 kilogramos.

Elementos esenciales en el cuerpo humano			
Elemento	Porcentaje en masa	Elemento	Porcentaje en masa
Oxígeno	65	Sodio	0.1
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrógeno	10	Hierro	<0.05
Nitrógeno	3	Cobalto	<0.05
Calcio	1.5	Cobre	<0.05
Fósforo	1.2	Zinc	<0.05
Potasio	0.2	Yodo	<0.05
Azufre	0.2	Selenio	<0.01
Cloro	0.2	Flúor	<0.01

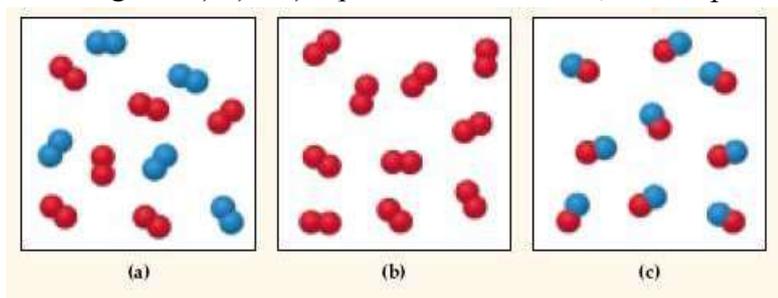
### Ejercicio 2.

Dada la siguiente Tabla Periódica indica los elementos de los siguientes grupos:

- Halógenos
- Metales alcalinos térreos
- Calcógenos
- Gases nobles
- Metales de transición
- Metales alcalinos

### Ejercicio 3.

¿Cuál de las siguientes figuras a) b) ó c) representa una mezcla, un compuesto y un elemento?





## NÚMERO DE OXIDACIÓN

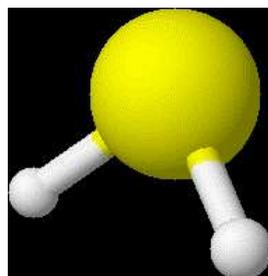
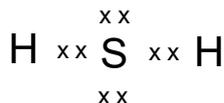
El número de oxidación de un elemento surge de “repartir” entre los distintos átomos de un compuesto los electrones que forman los enlaces. Dado un determinado compuesto, se asignan los electrones que forman cada unión entre dos átomos, al más electronegativo de los dos, y luego, finalizado el “reparto” se compara el número de electrones totales que “le queda” de esta manera a cada átomo en su capa de valencia, con el número que posee en dicha capa cuando se encuentra en estado elemental, es decir no combinado, condición ésta, a la que le corresponde número de oxidación 0.

De este balance surge un número de oxidación positivo si al átomo combinado le corresponden menos electrones de valencia que en estado libre; mientras que si ha ganado electrones, se le asigna número de oxidación negativo, y su valor está dado por el número de electrones de diferencia. Cabe aclarar que en el caso de los compuestos iónicos, este “reparto” no es arbitrario, sino que hay una verdadera transferencia de electrones (Martínez y Donati, 1999).

EJEMPLOS: Determinaremos los números de oxidación de los elementos que forman los siguientes compuestos:  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ . En todos los casos se representará la estructura de Lewis y su geometría molecular. Dichos esquemas fueron realizados por un software específico de química conocido como **Chem-Sketch 8.0** con múltiples aplicaciones (<http://www.acdlabs.com>).

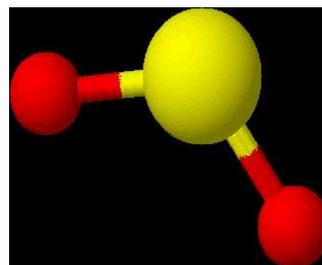
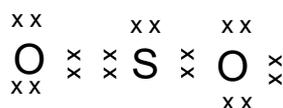
### a) $H_2S$ (sulfuro de hidrógeno)

Para visualizar los electrones de enlace, representaremos la estructura de Lewis teniendo en cuenta el número de electrones de valencia del azufre (6) y del hidrógeno (1).



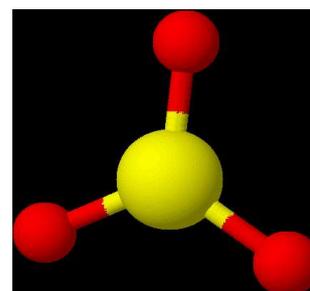
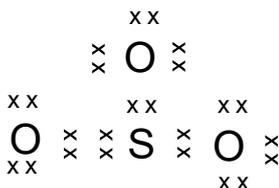
Dado que el azufre es más electronegativo que el hidrógeno, le asignaremos 4 electrones de ambas uniones, de modo que le corresponde 8 electrones, mientras que a cada hidrógeno no le corresponde ninguno. Ahora, comparando con los que posee cada átomo de azufre (6) “ha ganado” dos electrones. Cada átomo de hidrógeno “ha perdido” uno. Al azufre le corresponde un número de oxidación de -2 y a cada hidrógeno +1. Como no puede haber pérdida ni ganancia neta de electrones, la suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto neutro debe ser igual a cero, para nuestro ejemplo:  $-2 + 2(+1) = 0$ .

**b) SO<sub>2</sub> (dióxido de azufre)**



El O es más electronegativo que el S, de modo que debe asignársele los electrones compartidos en ambas uniones, la simple y la doble. De esta manera, ambos átomos de oxígeno “poseen” 8 electrones, mientras que el azufre sólo los dos que no forman parte de los enlaces. Comparando con el número de electrones de valencia que dichos elementos poseen normalmente (6 para el O y S), concluimos que los estados de oxidación de los elementos son: azufre +4 y oxígeno -2.

**c) SO<sub>3</sub> (trióxido de azufre)**



Siguiendo el mismo procedimiento, se llega a la conclusión de que el azufre posee número de oxidación +6, mientras que a cada oxígeno le corresponde -2. Se han propuesto 3 compuestos que contienen azufre, con la intención de mostrar que un mismo elemento puede actuar con diferentes estados de oxidación (Martínez y Donati, 1998).

## REGLAS PARA ASIGNAR ESTADOS DE OXIDACIÓN

Comprendiendo el origen de este concepto determinaremos los números de oxidación de una manera más sencilla, teniendo en cuenta las siguientes reglas para asignar los números de oxidación:

1- El número de oxidación de un elemento en estado libre, sin combinar, resulta ser igual a cero, (incluido los elementos poliatómicos). Algunos ejemplos son: Ag, Au, Fe, S<sub>8</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, etc.

2- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es nula.

3- El número de oxidación de un ión monoatómico como: Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>, Fe<sup>3+</sup>, etc, es igual a su carga.

4- En un ión poliatómico, la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que lo constituyen resulta ser igual que la carga de dicho ión. Ejemplos que pueden citarse son: CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, etc.

5- El **hidrógeno** (H) combinado, generalmente posee número de oxidación **+1**, excepto en los **hidruros metálicos** (NaH, CaH<sub>2</sub>... etc) en los que le corresponde un número de oxidación de **-1**.

6- El **oxígeno** (O) generalmente posee número de oxidación **-2** como en H<sub>2</sub>O, MgO. Entre las excepciones se encuentran:

- En **peróxidos** tales como H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (peróxido de hidrógeno), Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (peróxido de sodio) donde el número de oxidación es **-1**.
- En **superóxidos** como NaO<sub>2</sub>, CaO<sub>4</sub> el número de oxidación es **-1/2**. El número de oxidación no tiene por qué ser entero.
- En óxidos combinados con el **F** como OF<sub>2</sub> donde el número de oxidación es **+2**.

7- Los **metales alcalinos** (grupo IA) tienen número de oxidación **+1** y los **metales alcalinos térreos** (grupo IIA) número de oxidación **+2**.

8- Otros elementos que siempre actúan con el mismo número de oxidación son: Al (+3), B (+3), Ag (+1), Zn (+2), y el Cd (+2).

9- El flúor (F) sólo presenta número de oxidación **-1**. Los otros halógenos (Cl, Br, I) tienen carga negativa cuando se encuentran como halogenuros. Cuando están combinados con oxígeno tienen números de oxidación positivos.

En la Figura 14 se muestra los números de oxidación de los elementos distribuidos de acuerdo

con su posición en la Tabla Periódica, aquellos que aparecen en letra negrita son los más comunes.

### Ejemplos

Utilizando las reglas anteriores calculamos el número de oxidación del elemento central en las siguientes especies:

a)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso)

Aplicamos las reglas 2, 5 y 6.

$$\begin{aligned}(\text{n}^\circ \text{ de oxid. del azufre}) + 3 \cdot (\text{n}^\circ \text{ de oxid. del oxígeno}) + 2 \cdot (\text{n}^\circ \text{ de oxid. del hidrógeno}) &= 0 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxidación del azufre} + 3 \cdot (-2) + 2 \cdot (+1) &= 0 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxid. del azufre} &= 6 - 2 = +4\end{aligned}$$

b)  $\text{CO}_3^{2-}$  (ión carbonato)

Aplicaremos las reglas 4 y 6.

$$\begin{aligned}\text{n}^\circ \text{ de oxid. del carbono} + 3 \cdot (-2) &= -2 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxid. del carbono} &= -2 + 6 = +4\end{aligned}$$

c)  $\text{MnO}_4^-$  (ión permanganato)

$$\begin{aligned}(\text{n}^\circ \text{ de oxid. del manganeso}) + 4 \cdot (-2) &= -1 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxid. del manganeso} &= -1 + 8 = +7\end{aligned}$$

d)  $\text{SO}_4^{2-}$  (ión sulfato)

Aplicaremos las reglas 4 y 6.

$$\begin{aligned}\text{n}^\circ \text{ de oxid. del azufre} + 4 \cdot (-2) &= -2 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxid. del azufre} &= -2 + 8 = +6\end{aligned}$$

e)  $\text{AlH}_3$  (hidruro de aluminio)

Aplicaremos las reglas 2 y 5

$$\begin{aligned}\text{n}^\circ \text{ de oxid. del aluminio} + 3 \cdot (-1) &= 0 \\ \text{n}^\circ \text{ de oxid. del aluminio} &= +3\end{aligned}$$

**Figura 14:** Número de oxidación de los elementos

IA																	VIII A	
<b>H</b> +1 -1																	<b>He</b>	
IIA													III A	IV A	V A	VIA	VII A	
<b>Li</b> +1	<b>Be</b> +2												<b>B</b> +3	<b>C</b> +4 +2 -4	<b>N</b> +5 +4 +3 +2 +1 -3	<b>O</b> +2 -½ -1 -2	<b>F</b> -1	<b>Ne</b>
<b>Na</b> +1	<b>Mg</b> +2												<b>Al</b> +3	<b>Si</b> +4 -4	<b>P</b> +5 +3 -3	<b>S</b> +6 +4 +2 -2	<b>Cl</b> +7 +5 +3 +1 -1	<b>Ar</b>
		IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB							
<b>K</b> +1	<b>Ca</b> +2	<b>Sc</b> +3	<b>Ti</b> +4	<b>V</b> +5 +4 +3 +2	<b>Cr</b> +6 +5 +4 +3 +2	<b>Mn</b> +7 +6 +4 +3 +2	<b>Fe</b> +3 +2	<b>Co</b> +3 +2	<b>Ni</b> +2 +3	<b>Cu</b> +2 +1	<b>Zn</b> +2	<b>Ga</b> +3	<b>Ge</b> +4 -4	<b>As</b> +5 +3 -3	<b>Se</b> +6 +4 -2	<b>Br</b> +7 +5 +3 +1 -1	<b>Kr</b> +4 +2	
<b>Rb</b> +1	<b>Sr</b> +2	<b>Y</b> +3	<b>Zr</b> +4	<b>Nb</b> +5 +4	<b>Mo</b> +6 +4 +3	<b>Tc</b> +7 +6 +4	<b>Ru</b> +8 +6 +4 +3	<b>Rh</b> +4 +3 +2	<b>Pd</b> +4 +2	<b>Ag</b> +1	<b>Cd</b> +2	<b>In</b> +3	<b>Sn</b> +4 +2	<b>Sb</b> +5 +3 -3	<b>Te</b> +6 +4 -2	<b>I</b> +7 +5 +3 +1 -1	<b>Xe</b> +6 +4 +2	
<b>Cs</b> +1	<b>Ba</b> +2	<b>La</b> +3	<b>Hf</b> +4	<b>Ta</b> +5	<b>W</b> +6 +4	<b>Re</b> +7 +6 +4	<b>Os</b> +8 +4	<b>Ir</b> +4 +3	<b>Pt</b> +4 +2	<b>Au</b> +3 +1	<b>Hg</b> +2 +1	<b>Tl</b> +3 +1	<b>Pb</b> +4 +2	<b>Bi</b> +5 +3	<b>Po</b> +2	<b>At</b> -1	<b>Rn</b>	



## **FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS**

La mejor forma de representar una sustancia química es mediante un modelo tridimensional que muestre el ordenamiento de los átomos en el espacio y sus tamaños relativos, como vimos con anterioridad. Pero esto no puede llevarse a cabo cada vez que uno quiere representar un compuesto, es por ello que se recurre a la Nomenclatura Química. De este modo representamos elementos y sustancias químicas a través de símbolos (tales como K: potasio) o fórmulas (tales como  $\text{CaCO}_3$ , carbonato de calcio) con sus nombres correspondientes.

La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) establece las reglas a aplicar en la formulación y nomenclatura de compuestos.

A fin de facilitar su estudio, clasificamos los compuestos químicos de acuerdo, al número de elementos constituyentes en: 1) Binarios, 2) Ternarios, 3) Cuaternarios y 4) De cinco o más elementos.

### **1. COMPUESTOS BINARIOS**

Son los compuestos químicos formados por dos elementos diferentes. De acuerdo a su función inorgánica encontramos a los siguientes compuestos químicos:

#### **1.1. HIDRUROS**

- a) Metálicos
- b) No metálicos (Hidrácidos)

#### **1.2. OXIDOS**

- a) Básicos
- b) Ácidos

#### **1.3. SALES DE HIDRACIDOS**

Mecánica del proceso de formulación:

Uno de los elementos actuará con número de oxidación negativo y el otro lo hará con número de oxidación positivo, combinados en relación numérica tal que la suma sea igual a cero. Esto se logra mediante la intervención de tantos átomos de cada uno de los elementos

como número de oxidación posea el otro; es decir, en la fórmula se coloca como subíndice de cada símbolo el número de oxidación del otro elemento, escribiendo en primer término, el símbolo del que actúa con número de oxidación positivo. Si los subíndices son iguales o múltiplos entre sí, se simplifican a la mínima expresión.

Ejemplo: Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos binarios utilizando los números de oxidación que se encuentran entre paréntesis.

a) Hidrógeno (-1) con Litio (+1)	LiH
b) Hidrógeno (+1) con Bromo (-1)	HBr
c) Potasio (+1) con Oxígeno (-2)	K <sub>2</sub> O
d) Cromo (+6) con Oxígeno (-2)	Cr <sub>2</sub> O <sub>6</sub> = CrO <sub>3</sub>

## 1.1. HIDRUROS

### 1.1.1. HIDRUROS METÁLICOS

Son compuestos químicos constituidos por el hidrógeno y un metal, generalmente perteneciente a los grupos IA o IIA. El hidrógeno posee en estos compuestos número de oxidación -1, siendo el más electronegativo del compuesto.

Nomenclatura: Se nombran "hidruros de" y el nombre del metal correspondiente.

<u>Ejemplo:</u>	Compuesto	Nombre
	BaH <sub>2</sub>	Hidruro de bario

 Ejercicio 11: Escribir la fórmula de los hidruros correspondientes a partir de los siguientes metales y nombrarlos.

- a) Rb (+1)      b) Mg (+2)      c) Be (+2)      d) Al (+3)      e) Sn (+4)

### 1.1.2. HIDRUROS NO METÁLICOS (HIDRÁCIDOS)

Son compuestos químicos que resultan de la combinación de no metales de los grupos VIA y VIIA (actuando con número de oxidación negativo) y el hidrógeno, actuando éste con número de oxidación +1. Estos compuestos en estado natural son gaseosos pero al disolverse en agua manifiestan propiedades ácidas denominándose los HIDRÁCIDOS.

Nomenclatura: A los hidrácidos se los nombra anteponiendo la palabra "ácido" seguido del nombre del no metal con la terminación "hídrico".

En estado gaseoso, se nombra el no metal terminado en "uro", seguido de la palabra genérica "hidrógeno".

### Ejemplos

Compuesto	En solución acuosa	En estado gaseoso
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
HCN	Ácido cianhídrico	Cianuro de hidrógeno
HI	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
H <sub>2</sub> S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno

Existen compuestos como el **agua** (H<sub>2</sub>O) y el **amoníaco** (NH<sub>3</sub>), que no se nombran mediante sistema alguno, sino que poseen nombres propios.

 **Ejercicio 12:** Escribir a partir de los siguientes elementos no metálicos la fórmula del hidruro correspondiente y nombrarlos:

a) Se

b) Cl

c) I

## 1.2. ÓXIDOS

### 1.2.1. ÓXIDOS BÁSICOS

Estos compuestos químicos están constituidos por un metal (con número de oxidación positivo) y el oxígeno (con número de oxidación -2).

Nomenclatura:

**Clásica:** los nombra "**óxidos de**" y el nombre del metal. Si éste posee más de un número de oxidación se le agrega la terminación "**oso**" o "**ico**" según actúe con su menor o mayor número de oxidación respectivamente.

**Moderna:**

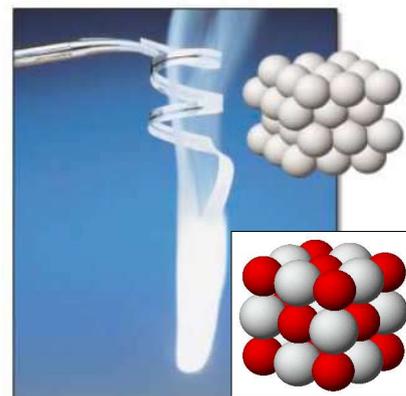
**Por atomicidad:** en este caso se indica directamente el número de átomos de cada elemento que posee el compuesto mediante prefijos griegos (mono, di, tri, tetra, etc...).

**Por numerales de Stock:** se indica el número de oxidación del metal mediante un número romano colocado entre paréntesis. Si el metal tiene un único número de oxidación no se escribe tal número.

### Ejemplos

Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA	
		Atomividad	Numerales de Stock
PbO	Óxido plumboso	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)
PbO <sub>2</sub>	Óxido plúmbico	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)
Cu <sub>2</sub> O	Óxido cuproso	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
CuO	Óxido cúprico	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)
MgO	Óxido de magnesio	Monóxido de magnesio	Óxido de magnesio

La Figura 15 muestra cuando se enciende una tira del metal (Mg) en presencia de oxígeno (O<sub>2</sub>), para formar un sólido conocido como óxido de magnesio (MgO). En la parte superior se ve una representación de la estructura del Mg y en la parte inferior un agregado de iones que es el MgO. Éste se emplea como material refractario de hornos que se usan en la producción de hierro y acero. Las aleaciones que contienen magnesio se emplean en autopartes de automóviles y maquinarias.

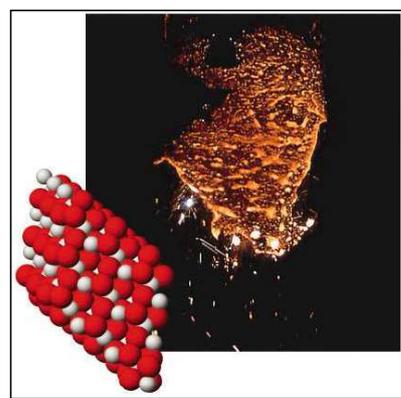


**Figura 15**

**Ejercicio 13:** Dada la fórmula, escriba el nombre de los siguientes óxidos básicos por las tres nomenclaturas:

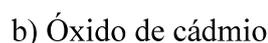
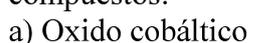


Metales como Fe y Cu tienen un número de oxidación superior y uno inferior. Con una cantidad limitada de O<sub>2</sub> dan el óxido con estado de oxidación inferior (ej. FeO y Cu<sub>2</sub>O). Cuando existe un exceso de O<sub>2</sub> dan los óxidos con estado de oxidación superior (ej. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> y CuO). La Figura 16 muestra cuando polvo de hierro arde brillantemente para formar óxido de hierro (III). Este óxido es de color rojizo y se encuentra en la “herrumbre” cuando un objeto de hierro se oxida en presencia de aire.



**Figura 16**

**Ejercicio 14:** Escribir las fórmulas correspondientes dado el nombre de los siguientes compuestos:



### 1.2.2. ÓXIDOS ÁCIDOS

Surgen de la combinación del oxígeno con un no metal. El oxígeno posee número de oxidación -2 y el no metal tiene, en estos compuestos, número de oxidación positivo.

Nomenclatura: Se utilizan las mismas nomenclaturas mencionados en óxidos básicos, sólo que en la nomenclatura clásica se reemplaza la palabra "óxido" por "**anhídrido**".

Ejemplos

Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA	
		Atomicidad	Numerales de Stock
SO <sub>2</sub>	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SO <sub>3</sub>	Anhídrido sulfúrico	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)

Los halógenos poseen cuatro números de oxidación positivos: +1; +3; +5; +7. En estos casos, la nomenclatura clásica aplica los sufijos "oso" e "ico" a los números intermedios (+3; +5) y los estados extremos se indican agregando un prefijo para cada caso: "**hipo**" cuando se trata del mínimo (+1) y "**per**", cuando actúan con el máximo (+7).

Ejemplos

Número de oxidación	Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
+1	Br <sub>2</sub> O	Anhídrido <b>hipobromoso</b>	Óxido de bromo (I)
+3	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anhídrido <b>bromoso</b>	Óxido de bromo (III)
+5	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anhídrido <b>brómico</b>	Óxido de bromo (V)
+7	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anhídrido <b>perbrómico</b>	Óxido de bromo (VII)

 Ejercicio 15: Dada la fórmula, escriba el nombre de los siguientes óxidos ácidos por las tres nomenclaturas:



 Ejercicio 16: Escribir las fórmulas correspondientes dado el nombre de los siguientes compuestos:

a) Anhídrido sulfúrico

b) Trióxido de dinitrógeno

c) Oxido de nitrógeno (II)

### 1.3. SALES DE HIDRÁCIDO

Son compuestos químicos que se obtienen al sustituir el hidrógeno de un hidrácido por un metal.

Ejemplos

Hidrácido	Número de oxidación del no metal	Metal	Sal de hidrácido
HCl	(-1)	Ba (+2)	BaCl <sub>2</sub>
HF	(-1)	Cu (+1)	CuF
HF	(-1)	Cu (+2)	CuF <sub>2</sub>



## 2. COMPUESTOS TERNARIOS

Reciben este nombre los compuestos formados por tres elementos y de acuerdo a su función inorgánica se denominan como:

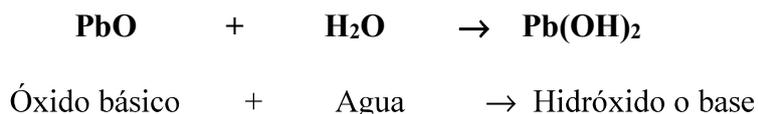
### 2.1. HIDRÓXIDOS

### 2.2. OXOÁCIDOS

### 2.3. OXOSALES

#### 2.1. HIDRÓXIDOS

Son los compuestos constituidos por un catión metálico y tantas agrupaciones OH<sup>-</sup> (ión hidroxilo) como el número de oxidación del metal. Pueden representarse por la fórmula general **Me(OH)<sub>x</sub>**, en la que Me simboliza el metal y "x" su número de oxidación. Su formación siempre puede imaginarse por el agregado de agua al óxido básico respectivo.



Nomenclatura: Se los denomina "**hidróxidos de**" y el nombre del metal. Cuando es necesario aclarar el número de oxidación del metal, la nomenclatura clásica utiliza, como hemos visto los sufijos "**oso**" e "**ico**", en tanto la nomenclatura moderna hace uso de los numerales de Stock.

Ejemplos

Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales Stock
Ni(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido níqueloso	Hidróxido de níquel(II)
Ni(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido níquelico	Hidróxido de níquel (III)
Zn(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de zinc	Hidróxido de zinc

 Ejercicio 20: Dada la fórmula, escriba el nombre de los siguientes hidróxidos por la Nomenclatura Clásica y por Stock:

- a) LiOH                      b) Cu(OH)<sub>2</sub>                      c) Fe(OH)<sub>3</sub>                      d) Cd(OH)<sub>2</sub>

 Ejercicio 21: Dado el nombre de los siguientes hidróxidos escriba la fórmula correspondiente:

- a) hidróxido de cobalto (II)   b) hidróxido plúmbico   c) hidróxido de zinc   d) hidróxido de estaño (IV)

## 2.2. ÁCIDOS OXIGENADOS U OXOÁCIDOS

Son compuestos de fórmula general  $H_xMO_y$  donde M simboliza el elemento central y es normalmente un no metal aunque también puede ser un metal de transición con número de oxidación elevado como el  $Cr^{+6}$ ,  $Mn^{+6}$  o  $Mn^{+7}$ . Dicho elemento central (al que se le asigna un número de oxidación positivo) se encuentra combinado con oxígeno e hidrógeno.

Nomenclatura:

**Clásica:** Si el elemento posee más de un número de oxidación es necesario emplear **prefijos** y **sufijos**. Así se presentarán las siguientes posibilidades:

- 1) Número de oxidación inferior: se agrega al nombre del elemento central el prefijo “**hipo**” y el sufijo “**oso**” a la terminación.
- 2) Número de oxidación bajo: se agrega el sufijo “**oso**” al nombre del elemento central.
- 3) Número de oxidación alto: se añade el sufijo “**ico**” al nombre del elemento central.
- 4) Número de oxidación superior: se añade el prefijo “**per**” al nombre del elemento central y el sufijo “**ico**” a la terminación.

**Moderna:** Por el Sistema de Stock se nombra el átomo central, con terminación “**ato**”, entre paréntesis con números romanos se indica su número de oxidación y por último, se nombra el hidrógeno.

Ejemplos:

Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
$HNO_2$	Ácido nitroso	Nitrato (III) de hidrógeno
$HNO_3$	Ácido nítrico	Nitrato (V) de hidrógeno

Los halógenos (Cl, Br, I) pueden formar cuatro oxoácidos, según sus números de oxidación positivos:

Número de oxidación	Compuesto	Nomenclatura CLÁSICA
+1	$HBrO$	ácido <b>hipobromoso</b>
+3	$HBrO_2$	ácido <b>bromoso</b>
+5	$HBrO_3$	ácido <b>brómico</b>
+7	$HBrO_4$	ácido <b>perbrómico</b>

 **Ejercicio 22:** Dada la fórmula, escriba el nombre de los siguientes oxácidos por la Nomenclatura Clásica y por Stock:



✚ Ejercicio 23: Nombrar de acuerdo a la nomenclatura moderna (Stock), los cuatro ácidos del bromo.

### **FORMULACIÓN:**

**Método 1** Un método simple para obtener la fórmula de un oxácido consiste en: dado el elemento central y su número de oxidación (dato que surge del nombre del ácido), se le adicionan tantos oxígenos como sean necesarios para neutralizar y superar la carga del elemento central, recordando que el átomo de oxígeno posee número de oxidación -2. Luego se neutralizan las cargas negativas resultantes agregando tantos átomos de hidrógeno como sean necesarios.

#### Ejemplo:

Escribir la fórmula del ácido sulfúrico (sulfato (VI) de hidrógeno). De su nombre deducimos que su número de oxidación: + 6.

De modo que partimos con: S (+6) y le asociamos átomos de oxígeno obteniendo sucesivamente: SO (+4); SO<sub>2</sub> (+2); SO<sub>3</sub> (0), SO<sub>4</sub>(-2).

Es decir, han sido necesarios cuatro oxígenos para alcanzar el estado negativo, al que neutralizamos con dos átomos de hidrógeno, logrando así la fórmula correcta: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Método 2** Si consideramos que los oxácidos provienen de la reacción química de un óxido ácido y el agua tenemos que:



Para obtener la fórmula del ácido sulfúrico se siguen los pasos siguientes:

1) Se escribe la molécula del óxido ácido del cual proviene, - anhídrido sulfúrico u óxido de azufre (VI)- y se le suma una molécula de agua:



2) Se escriben a la derecha, uno al lado del otro, los símbolos de los elementos que intervienen en la reacción:



3) Se colocan como subíndices el número total de átomos que figuran a la izquierda:



4) Se simplifican los subíndices de ser posible.

 **Ejercicio 24:** Escribir la fórmula de los siguientes ácidos:

a) Ácido perclórico

b) Nitrato (V) de hidrógeno

### 2.2.1. CASOS ESPECIALES

Los óxidos ácidos formados a partir de los elementos Fósforo (P), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Boro (B) y Silicio (Si) tienen la particularidad de poder combinarse con más de una molécula de agua para dar los ácidos correspondientes.

#### FOSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO

Los óxidos ácidos de estos tres elementos, con números de oxidación +3 y +5, se comportan de manera similar al combinarse con agua para dar lugar a los oxoácidos.

##### Ejemplo:

El fósforo con número de oxidación +3 forma el anhídrido fosforoso u óxido de fósforo (III),  $P_2O_3$ , y con número de oxidación +5, el anhídrido fosfórico u óxido de fósforo (V).

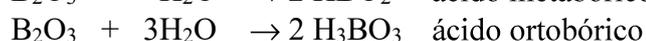
Cada uno de estos óxidos puede reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, produciendo el "**meta**", "**piro**", "**orto**" oxoácido correspondiente, seguido de las terminaciones "**oso**" o "**ico**", según se trate del número de oxidación inferior o superior.



De estos ácidos, los más comunes son el **ortofosforoso** y el **ortofosfórico**, y se los denomina directamente **ácido fosforoso** y **ácido fosfórico** respectivamente.

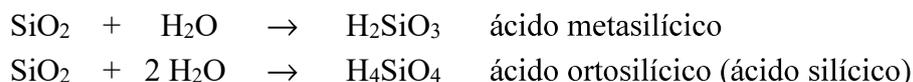
#### BORO

El único número de oxidación del B es (+3). Al combinarse con el oxígeno da un óxido de fórmula  $B_2O_3$ , conocido como anhídrido bórico u óxido de boro (III). El mismo reacciona únicamente con una y con tres moléculas de agua obteniéndose los siguientes oxácidos:



## SILICIO

El silicio posee número de oxidación (+4), forma el dióxido de silicio, de fórmula  $\text{SiO}_2$ . Por su reacción con una y dos moléculas de agua produce los siguientes ácidos:



## CROMO

El elemento Cr, situado en el bloque de los elementos de transición en la Tabla Periódica, puede presentar números de oxidación +2, +3, +4 y +6.

- Se comporta como **metal** cuando actúa con números de oxidación +2 y +3, originando los óxidos cromoso ( $\text{CrO}$ ) y crómico ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) respectivamente. En la Figura 18 puedes observar como se forma éste último óxido.
- Se comporta como **no metal** con números de oxidación +4 y +6. No se conocen ácidos con números de oxidación +4 para el cromo.
- Con número de oxidación +6 y por su combinación con el oxígeno da un anhídrido crómico u óxido de cromo (VI),  $\text{CrO}_3$ . Cuando este óxido se combina con el agua, se obtiene el ácido crómico:



El mismo se descompone por su naturaleza inestable perdiendo una molécula de agua y generando el ácido dicrómico:  $2\text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$



La Figura 18 muestra tres imágenes de la reacción de formación de óxido crómico ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ).

- Cápsula conteniendo una sal de color anaranjado llamada dicromato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- La sal se enciende mediante una tira de Mg y se ve el dicromato de amonio reaccionando.
- Ha finalizado la reacción y el producto sólido es un óxido altamente tóxico,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . También se formará nitrógeno y agua.

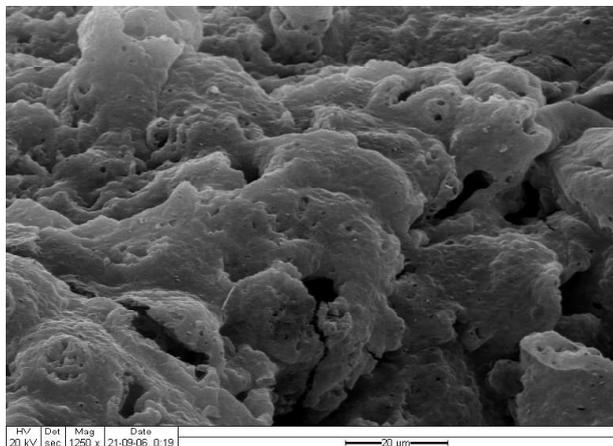


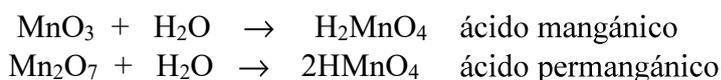
Imagen del  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  obtenida mediante microscopio electrónico (SEM) en nuestra Universidad. La imagen fue amplificada 1250 veces. El  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  se emplea como pigmento en la fabricación de vidrios lo que le confiere la coloración verde, cortineros y en pigmentos para pinturas.

**Figura 18**

## MANGANESO

El elemento Mn, también situado en el bloque de los elementos de transición en la Tabla Periódica, presenta números de oxidación +2, +3, +4, +6 y +7.

- a. Se comporta como metal con número oxidación +2 y +3, formando los óxidos manganeso y mangánico respectivamente.
- b. Se comporta como no metal con números de oxidación +6 y +7, originando dos óxidos ácidos, el anhídrido mangánico y el anhídrido permangánico. Estos al reaccionar con agua forman dos oxoácidos:



- c. Cuando actúa con número de oxidación +4 forma el dióxido de manganeso  $\text{MnO}_2$ , que no forma ácido.

## NITRÓGENO

El nitrógeno forma una variedad de compuestos al reaccionar con el hidrógeno y el oxígeno en los cuales su número de oxidación varía desde -3 hasta +5, como se muestra en la tabla siguiente.

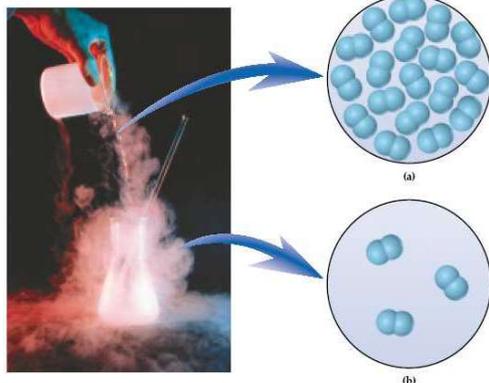
### Ejemplos

Número de oxidación	Compuesto	Nomenclatura
-3	$\text{NH}_3$	Amoníaco
0	$\text{N}_2$	Nitrógeno
+1	$\text{N}_2\text{O}$	Óxido nitroso ó monóxido de dinitrógeno
+2	$\text{NO}$	Óxido nítrico ó monóxido de nitrógeno
+3	$\text{N}_2\text{O}_3$	Anhídrido nitroso ó trióxido de dinitrógeno
+3	$\text{HNO}_2$	Ácido nitroso
+4	$\text{NO}_2$	Dióxido de nitrógeno
+4	$\text{N}_2\text{O}_4$	Tetróxido de dinitrógeno
+5	$\text{N}_2\text{O}_5$	Anhídrido nítrico o pentóxido de dinitrógeno
+5	$\text{HNO}_3$	Ácido nítrico

La Figura 19 muestra la formación de un gas amarillento,  $\text{NO}_2$ , cuando una moneda de cobre reacciona con  $\text{HNO}_3$ . El gas formado también está presente en el “smog”, es venenoso y de olor asfixiante.



**Figura 19**



**Figura 20**

La Figura 20 muestra en a) moléculas de  $N_2$  en estado líquido dado que a bajas temperaturas existen fuerzas intermoleculares débiles. En b) cuando la temperatura es más alta las fuerzas intermoleculares no son capaces de mantener las moléculas juntas entonces el  $N_2$  está en estado gaseoso

### 2.3. OXOSALES

Previo a estudiar oxosales analizaremos la formación de **radicales de oxácidos**. Los mismos surgen a partir de la separación de uno o más hidrógenos de las moléculas de los oxácidos. Justamente, la presencia y la posibilidad de liberación de  $H^+$  dan origen al comportamiento ácido de estos compuestos.

En la nomenclatura Clásica el nombre del radical deriva del oxácido correspondiente cambiando su terminación "oso" por "ito" e "ico" por "ato". Utilizando la nomenclatura de Stock, la terminación es siempre "ato" y a continuación en números romanos el número de oxidación del no metal.

Ejemplos

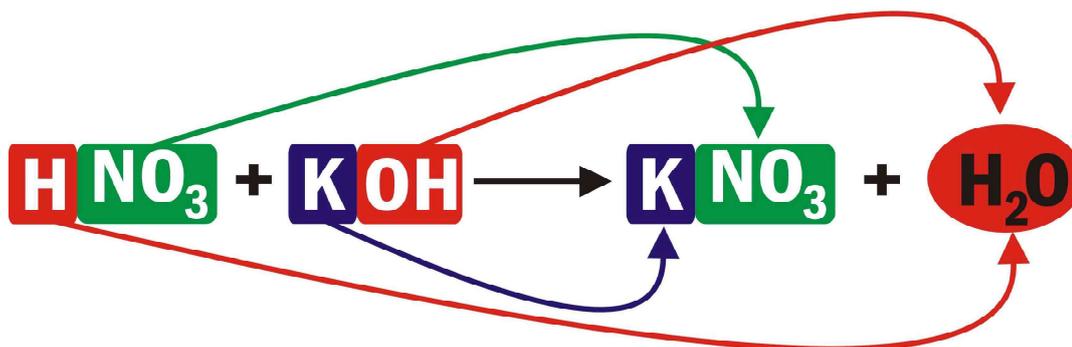
Oxoácido	Nomenclatura	Radical	Nombre del radical
$HNO_2$	Ácido nitroso ó Nitrato (III) de hidrógeno	$NO_2^-$	ion nitrito ó nitrato (III)
$HNO_3$	Ácido nítrico ó Nitrato (V) de hidrógeno	$NO_3^-$	ion nitrato ó nitrato (V)
$H_2SO_3$	Ácido sulfuroso ó sulfato (IV) de hidrógeno	$SO_3^{2-}$	ion sulfito ó sulfato (IV)
$H_2SO_4$	Ácido sulfúrico ó sulfato (VI) de hidrógeno	$SO_4^{2-}$	ion sulfato ó sulfato (VI)

### **FORMULACIÓN**

Una de las formas de obtener sales es por reacción química entre ácidos e hidróxidos. El ácido puede ser un hidrácido (compuesto binario), en cuyo caso se produce una sal de hidrácido (compuesto binario); o el ácido puede ser un oxoácido y se forma una oxosal.

- 1) Se divide en dos partes la molécula del oxácido separando sus hidrógenos y generando los correspondientes radicales. Lo mismo se hace con los hidróxidos separando los iones hidróxidos, dando lugar a los cationes metálicos.
- 2) Se escribe en el otro miembro de la ecuación el radical del ácido acompañado del catión de la base. Se compensan las cargas de modo que resulte una especie neutra. Para ello las cargas de los radicales aniones y de los cationes se colocan como subíndices en forma "cruzada" pudiendo efectuarse en algunos casos, una simplificación posterior.
- 3) Los subíndices pasan al primer miembro de la ecuación química como coeficientes.
- 4) Los protones y los iones hidróxido forman una o más moléculas de agua.
- 5) Se verifica el cumplimiento de la "Ley de Conservación de la Masa"

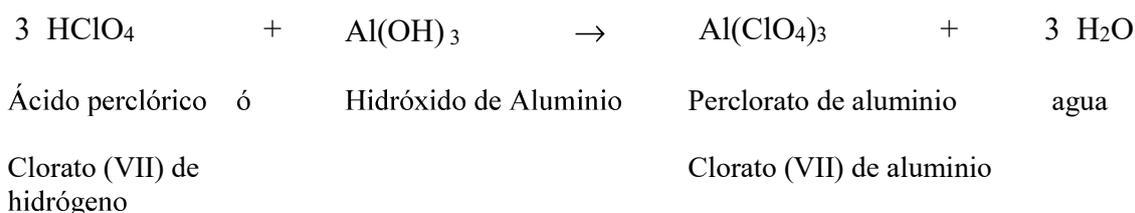
La siguiente ecuación química como muestra la Figura 21 representa la formación de una oxosal neutra.



**Figura 21.** Esquema que representa la reacción química entre ácido nítrico (oxoácido) e hidróxido de potasio para dar como productos una sal neutra el nitrato de potasio y una molécula de agua.

Nomenclatura: Siempre se nombra primero el anión y luego el catión

Ejemplos:



En el caso de una sal de hidrácido:



Otra de las formas de formular una sal es directamente por combinación de un radical de oxoácido (anión) con un catión metálico. La Figura 22 muestra los cationes y aniones más comunes.

**Figura 22.** Tabla de aniones y cationes

IONES COMUNES					
IONES POSITIVOS (Cationes)			IONES NEGATIVOS (Aniones)		
1+	Amonio	$\text{NH}_4^+$	1-	Acetato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
	Cesio	$\text{Cs}^+$		Bromuro	$\text{Br}^-$
	Cobre (I) o cuproso	$\text{Cu}^+$		Clorato	$\text{ClO}_3^-$
	Hidrógeno	$\text{H}^+$		Cloruro	$\text{Cl}^-$
	Litio	$\text{Li}^+$		Cianuro	$\text{CN}^-$
	Potasio	$\text{K}^+$		Fosfato diácido	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
	Plata	$\text{Ag}^+$		Fluoruro	$\text{F}^-$
	Sodio	$\text{Na}^+$		Hidruro	$\text{H}^-$
2+	Bario	$\text{Ba}^{2+}$	1-	Carbonato ácido o bicarbonato	$\text{HCO}_3^-$
	Cadmio	$\text{Cd}^{2+}$		Sulfito ácido o bisulfito	$\text{HSO}_3^-$
	Calcio	$\text{Ca}^{2+}$		Hidróxido	$\text{OH}^-$
	Cromo (II) o cromoso	$\text{Cr}^{2+}$		Yoduro	$\text{I}^-$
	Cobalto (II) o cobaltoso	$\text{Co}^{2+}$		Nitrato	$\text{NO}_3^-$
	Cobre (II) o cúprico	$\text{Cu}^{2+}$		Nitrito	$\text{NO}_2^-$
	Hierro (II) o ferroso	$\text{Fe}^{2+}$		Perclorato	$\text{ClO}_4^-$
	Plomo (II) o plumboso	$\text{Pb}^{2+}$		Permanganato	$\text{MnO}_4^-$
	Magnesio	$\text{Mg}^{2+}$	Tiocianato	$\text{SCN}^-$	
	Manganeso (II) o manganoso	$\text{Mn}^{2+}$	2-	Carbonato	$\text{CO}_3^{2-}$
	Mercurio (I) o mercuroso	$\text{Hg}_2^{2+}$		Cromato	$\text{CrO}_4^{2-}$
	Mercurio (II) o mercúrico	$\text{Hg}^{2+}$		Fosfato ácido	$\text{HPO}_4^{2-}$
	Estroncio	$\text{Sr}^{2+}$		Óxido	$\text{O}^{2-}$
	Níquel (II) o níqueloso	$\text{Ni}^{2+}$		Peróxido	$\text{O}_2^{2-}$
Estaño	$\text{Sn}^{2+}$	Sulfato		$\text{SO}_4^{2-}$	
Cinc	$\text{Zn}^{2+}$	Sulfuro	$\text{S}^{2-}$		
3+	Aluminio	$\text{Al}^{3+}$	3-	Sulfito	$\text{SO}_3^{2-}$
	Cromo (III) o crómico	$\text{Cr}^{3+}$		Arseniato	$\text{AsO}_4^{3-}$
	Hierro (III) o férrico	$\text{Fe}^{3+}$		Fosfato	$\text{PO}_4^{3-}$

### Ejemplos

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cd <sup>2+</sup>	CdSO <sub>4</sub>	Sulfato de cadmio	Sulfato (VI) de cadmio
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Sulfito férrico	Sulfato (IV) de hierro (III)
BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ca(BrO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Bromato de calcio	Bromato (V) de calcio

✚ Ejercicio 25: Formular y nombrar la sal obtenida a partir de los iones que se presentan en el siguiente cuadro:

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Fe <sup>2+</sup>			
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Mg <sup>2+</sup>			
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Li <sup>+</sup>			
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Al <sup>3+</sup>			

✚ Ejercicio 26: Dada las fórmulas escriba el nombre de las siguientes oxosales según la nomenclatura Clásica y por numerales de Stock:

- a) Pb(SO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>    b) Zn(BrO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>    c) Mn<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>    d) Co<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>    e) Ca(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>    f) Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

✚ Ejercicio 27: Dado el nombre de las siguientes sales escriba sus fórmulas químicas:

- a) Clorato (I) de litio                      b) Sulfato (VI) de cromo (III)              c) Nitrato (V) de amonio  
d) Periodato de sodio                      e) Metafosfato de calcio                      f) Dicromato de potasio

### 3. COMPUESTOS CUATERNARIOS

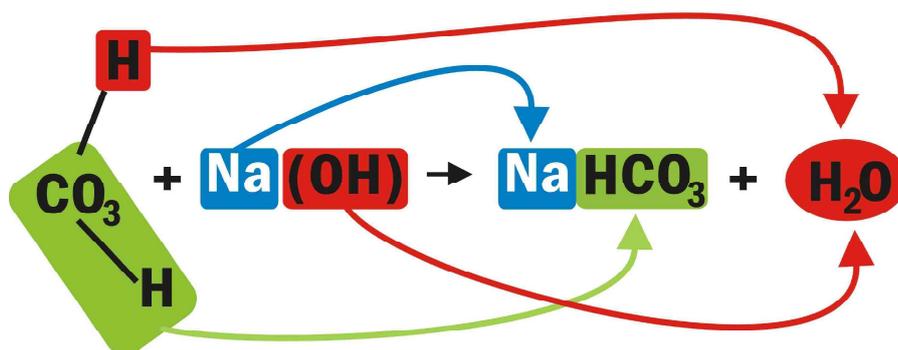
Son compuestos químicos formados por cuatro elementos. Dentro de este grupo se encuentran:

#### 3.1. SALES HIDROGENADAS

#### 3.2. SALES BASICAS (HIDROXOSALES)

#### 3.1. SALES HIDROGENADAS

Los oxoácidos que contienen más de un hidrógeno no los ceden a todos con igual facilidad. Esto da lugar a la formación de iones que aún contienen átomos de hidrógeno y que pueden combinarse con cationes para dar lugar a las **sales hidrogenadas**. La Figura 23 representa la reacción química para formar una sal hidrogenada como es el bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>).



**Figura 23:** Ecuación química que representa la formación de bicarbonato de sodio. Ésta resulta de la combinación de ácido carbónico e hidróxido de sodio.

### Nomenclatura:

Clásica: Se escribe la palabra "**ácido**" o "**diácido**" luego del nombre del anión.

Numerales de Stock: Se antepone la palabra "**hidrógeno**" o "**dihidrógeno**" al nombre del anión.

### Ejemplos

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe(HSO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Sulfato ácido férrico	Hidrógeno sulfato (VI) de hierro (III)
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Li <sup>+</sup>	LiHCO <sub>3</sub>	Carbonato ácido de litio	Hidrógeno carbonato (IV) de litio
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	K <sup>+</sup>	K <sub>2</sub> (HPO <sub>4</sub> )	Ortofosfato ácido de potasio	Hidrógeno ortofostato (V) de potasio
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Cr(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Ortofosfato diácido crómico	Dihidrógeno ortofostato (V) de cromo (III)

**Nota** Si el ácido del cual proviene el anión que forma la sal, es un hidrácido, la sal hidrogenada del mismo no es un compuesto cuaternario sino ternario.

### Ejemplos

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
HS <sup>-</sup>	Na	NaHS	Sulfuro ácido de sodio	Hidrógeno sulfuro de sodio
HS <sup>-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cu(HS) <sub>2</sub>	Sulfuro ácido cúprico	Hidrógeno sulfuro de cobre (II)
HS <sup>-</sup>	Sb <sup>3+</sup>	Sb(HS) <sub>3</sub>	Sulfuro ácido antimonioso	Hidrógeno sulfuro de antimonio (III)

✚ Ejercicio 28: Dadas las fórmulas químicas nombre las siguientes sales hidrogenadas:

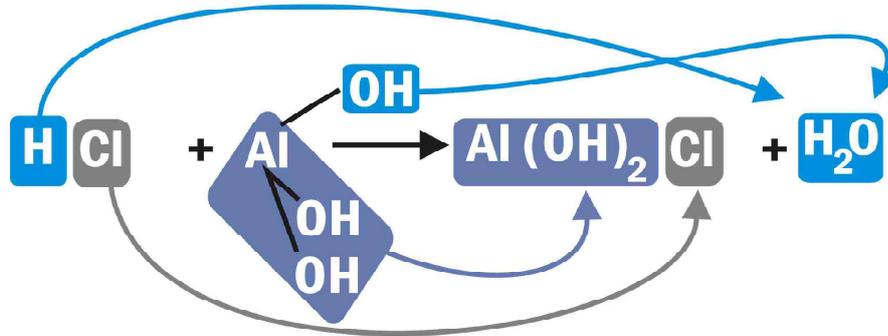
- a) CuHAsO<sub>4</sub>                      b) KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>                      c) Sc(HSO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>                      d) Al<sub>2</sub>(HPO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

✚ Ejercicio 29: A partir del nombre de las siguientes sales escriba su fórmula química:

- a) Hidrógeno ortofostato (V) de cobre (II)                      b) Dihidrógeno fosfato (III) de bario  
c) Hidrógeno sulfato (IV) de sodio                      d) Hidrógeno sulfuro de estaño (IV)

### 3.2. SALES BÁSICAS (hidroxisales)

Surgen de la reacción entre un ácido (hidrácido u oxácido) y una base. En este caso, son los hidróxidos de la base los que han sido parcialmente sustituidos por el anión del ácido. En la Figura 24 puedes ver la reacción entre HCl (aq) y Al (OH)<sub>3</sub> para formar una sal básica y como se redistribuyen los átomos en los productos que se han formado.



**Figura 24.** Ecuación química que representa la formación de una sal básica (dihidroxo cloruro de aluminio) a partir de ácido clorhídrico e hidróxido de aluminio.

#### Nomenclatura:

Clásica: Se escribe la palabra "**básico**" o "**dibásico**", luego del nombre del anión.

Numerales de Stock: Se indican los hidróxidos mediante un prefijo: hidroxido o dihidroxido según el caso.

#### Ejemplos

Catión	Anión	Sal	Nomenclatura CLÁSICA	Nomenclatura MODERNA Numerales de Stock
Al(OH) <sub>2</sub> <sup>+</sup>	I <sup>-</sup>	Al(OH) <sub>2</sub> I	Ioduro dibásico de aluminio	Dihidroxo ioduro de aluminio
Ba(OH) <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	(BaOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Carbonato básico de bario	Hidroxocarbonato (IV) de bario

## EJERCITACIÓN INTEGRADORA

A continuación se proponen ejercicios que relacionan compuestos químicos y elementos con aplicaciones de la vida real:

- 1) Proceso de formación del vidrio
- 2) Formación de pátinas sobre monedas o cañerías de bronce.
- 3) Lluvia ácida
- 4) La metalurgia del hierro

Completa en todos los ejercicios los espacios vacíos con el símbolo del elemento químico o bien la fórmula química y cuando corresponda su función química.

### Ejercicio 30: FORMACIÓN DEL VIDRIO

El vidrio es un material duro, frágil, transparente que se obtiene por fusión a una temperatura de 1500°C de los siguientes compuestos



- a) Carbonato de sodio.....
- b) Oxido de sílice (IV).....
- c) Carbonato de calcio.....

El agregado de ciertas impurezas le otorga al vidrio colores específicos y alta resistencia

- d) Color verde: óxido de hierro (III) .....
- e) Color azul: óxido cobaltoso.....
- f) Color rojo: óxido ferroso.....
- g) Color blanco opaco: óxido de zinc.....
- h) Color negro opaco: fluoruro de calcio.....
- i) Resistencia al vidrio: óxido de boro:.....

### Ejercicio 31: FORMACIÓN DE PÁTINAS

El bronce es una **aleación** de cobre (....) y estaño (....) y a menudo contiene otros componentes como plomo (....) o zinc (....). El bronce se degradará lentamente, en sus componentes básicos, y el resultado con el tiempo será una capa de sales de cobre sobre la

superficie del metal, llamada **pátina**. Aunque el cobre actúa de esta manera, el estaño es más estable y no se separará.

En función de las sales de cobre que se formen, las pátinas pueden ser **estables** (que no afectará estructuralmente a la moneda) e **inestable o destructiva** que derivará en la llamada “enfermedad o cáncer del bronce”.

Las pátinas estables por lo general actúan como protector de una moneda, por ello una buena pátina no debe ser quitada. Al retirarla la superficie brillante recién expuesta se oxidará otra vez, causando una pérdida leve del metal de la moneda.



El óxido cuproso (.....) es el que tiende a formarse primero y generalmente produce colores rojizos. Luego el óxido cuproso se convierte en óxido cúprico (.....) que es de color marrón oscuro o negro. Prácticamente todas las monedas antiguas de bronce tienen sobre la superficie metálica al menos una fina capa de este tipo de óxido. Tanto el sulfato cúprico (.....) como los sulfuros de cobre (..... , ..... ) dan un color verde a azul verdoso. El carbonato de cobre (II) (.....) produce la mayoría de las veces una pátina verde y ocasionalmente una azul. Es una reacción al óxido de cobre, y no al metal cobre y sólo se formará sobre los óxidos de cobre marrones o rojos.

La llamada “enfermedad (cáncer) del bronce” es la presencia de sales de cloro sobre la superficie de monedas formadas por aleaciones de cobre y es extremadamente destructiva.

El cloruro cuproso (.....) y el cloruro cúprico (.....) combinados con el oxígeno (.....) y el agua (.....) del aire producen ácido clorhídrico (.....) ocasionando unas manchas de color verde pálido a azul verdoso, suaves y polvorientas sobre la superficie de la



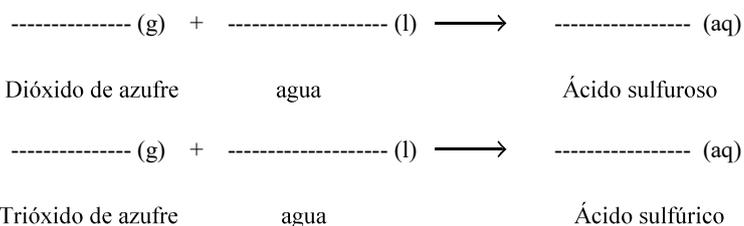
moneda. Teniendo como consecuencia final la destrucción total de la moneda. En climas secos este problema es más raro, porque la reacción requiere una humedad relativa ambiente del 39 % o más para hacerse activa.



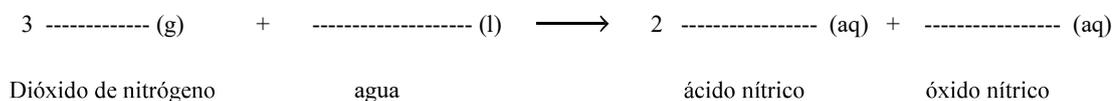
Como se muestra en la figura la formación de pátinas ocurre también en las cañerías de bronce, así como en estatuas. Antiguamente, cuando se empleaban ollas de cobre para la cocción de alimentos eran frecuentes las intoxicaciones. Esto ocurría al dejar que la comida se enfriara en la cacerola. Aquí se formaban óxidos por la acción de los ácidos de la comida lo que resultaba ser altamente tóxico en la alimentación

### ✚ Ejercicio 32: LLUVIA ÁCIDA

Uno de los problemas medioambientales más importantes de los últimos años es la lluvia ácida siendo la causa primaria la contaminación ambiental por emisiones de la industria y de los automóviles. Cada año países industrializados queman combustibles fósiles conteniendo azufre. Los óxidos de azufre formados se disuelven en la lluvia para formar ácidos diluidos.



También contribuyen a este problema las emisiones de los óxidos de nitrógeno provenientes de plantas generadoras de energía eléctrica que dependen de la quema de combustibles fósiles (carbón) así como emisiones de automóviles. El óxido de nitrógeno se disuelve en agua para formar un ácido y otro óxido de nitrógeno.

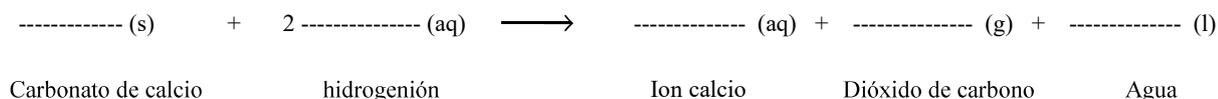


Los óxidos del azufre y de nitrógeno han estado siempre presentes en la atmósfera provenientes de emisiones volcánicas pero después de la industrialización han aumentado drásticamente.



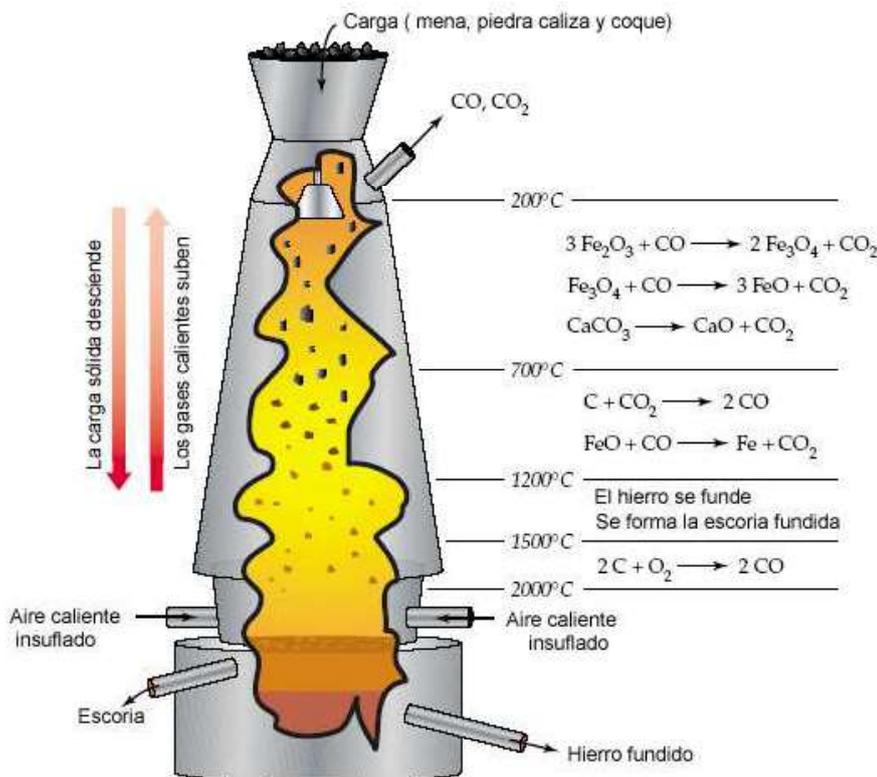
### ¿Cómo nos afecta la lluvia ácida en la vida cotidiana?

- Cientos de lagos se han vuelto ácidos y toda la vida marina (peces) ha desaparecido.
- Masiva muerte de árboles dado que la lluvia ácida arrastra nutrientes de las hojas y del suelo.
- Afecta materiales de la construcción como pinturas, estatuas de mármol o esculturas donde el carbonato de calcio ha sido lentamente disuelto por acción de la lluvia ácida mediante la siguiente reacción.



### Ejercicio 33: LA METALURGIA DEL HIERRO

La metalurgia del hierro es de especial importancia ya que el hierro es el mayor constituyente del acero. En la naturaleza los metales se encuentran químicamente unidos en forma de minerales. Siendo un **mineral** una sustancia natural con una composición química característica, la que varía entre ciertos límites. Un depósito mineral cuya concentración es adecuada para extraer un metal específico se conoce como **mena**. El metal **Fe** se encuentra formando parte de muchos minerales entre los que se destacan **hematita** (..... - mayoritariamente óxido férrico), **magnetita** (.....- principalmente tetróxido de trihierro), **siderita** (..... -mayoritariamente carbonato de hierro (II)) y **pirita** (..... - principalmente disulfuro de hierro). El proceso metalúrgico del hierro se lleva a cabo en un **alto horno** como aquí se muestra. La carga que lo alimenta contiene una mena rica en hierro, carbón y piedra caliza (.....- mayoritariamente carbonato de calcio). Aire precalentado ingresa por la parte inferior del horno el que se dirige hacia arriba.



El carbón (.....) reacciona con el oxígeno (.....) del aire para dar dióxido de carbono (.....) y monóxido de carbono (.....). Dichos gases se elevan y reaccionan con los óxidos de hierro en diferentes zonas del horno y a diferentes temperaturas como se muestra en la figura. La piedra caliza se descompone en el horno para dar óxido de calcio (.....) y un gas llamado ..... El óxido de calcio formado reaccionará con impurezas del hierro como arena (.....- principalmente dióxido de sílice) y óxido de aluminio (.....) los que formarán silicatos y aluminatos o **escoria**.

Por la parte inferior del horno se drena el hierro líquido y se separa de la escoria que es más liviana. El hierro obtenido se llama **hierro fundido** el que aún contiene impurezas como carbono (.....), silicio (.....), fósforo (.....), azufre (.....) y manganeso (.....).

## RESPUESTAS DE LA EJERCITACIÓN

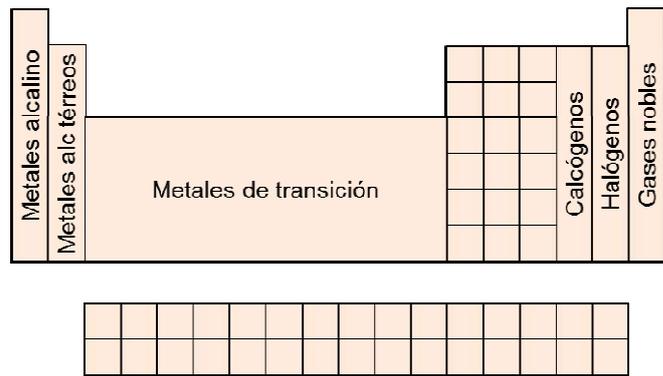
### Ejercicio 1

a) O, C, H, N, Ca, P, K, S, Cl, Na, Mg, Fe, Co, Cu, Zn, I, Se, F.

b) Si la persona tiene un peso de 55 Kg entonces tendrá la siguiente composición de elementos en su cuerpo:

Oxígeno (35750 g); carbono (9900 g), hidrógeno (5500 g), nitrógeno (1650 g), calcio (825 g), fósforo (660 g), potasio (110 g), azufre (110 g), cloro (110 g), sodio (55g), magnesio (27,5 g), hierro (<27,5 g), cobalto (<27,5 g), cobre (<27,5 g), zinc (<27,5 g), yodo (<27,5 g), selenio (<5,5 g), flúor (<5,5 g).

### Ejercicio 2



### Ejercicio 3

a) Representa una mezcla

b) Representa un elemento

c) Representa un compuesto

### Ejercicio 4

La figura b) representa un átomo de sodio con 11 protones y 11 electrones.

### Ejercicio 5

Elemento A:

a)  $Z = 55$ , tiene 55 protones en el núcleo.

b) Cesio (Cs), es un metal

c) Grupo I (metales alcalinos) y periodo  $n=6$

Elemento B:

a)  $Z = 42$ , tiene 42 protones en el núcleo.

b) Molibdeno (Mo), es un metal.

c) Grupo VI B periodo  $n=5$ .

Elemento C:

a)  $Z = 18$ , tiene 18 protones en el núcleo

b) Argón (Ar), grupo de los gases nobles.

c) Grupo VIII A y periodo  $n=3$ .

### Ejercicio 6

a) yodo

b) sodio

c) cloruro de sodio

d) cloro

**Ejercicio 7**

- a)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ : Cl (+5), O (-2)
- b)  $\text{HNO}_3$ : H (+1), N (+5), O (-2)
- c)  $\text{CaSO}_4$ : Ca (+2), S (+6), O (-2)
- d)  $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$ : Ba (+2), Br (+5), O (-2)
- e)  $\text{HPO}_4^{2-}$ : H (+1), P (+5), O (-2)
- f)  $\text{PbO}$ : Pb (+2), O (-2)
- g)  $\text{CaS}$ : Ca (+2), S (-2)
- h)  $\text{LiClO}_4$ : Li (+1), Cl (+7), O (-2)
- i)  $\text{NaClO}_3$ : Na (+1), Cl (+5), O (-2)
- j)  $\text{BrO}^+$ : Br (+1), O (-2)
- k)  $\text{SO}_3^{2-}$ : S (+4), O (-2)
- l)  $\text{AlH}_3$ : Al (+3), H (-1)

**Ejercicio 8**

- a) Los metales pertenecientes al Grupo IA o metales alcalinos tienen un electrón de valencia que tienden a perderlo. Tienen números de oxidación +1.
- b) Los metales alcalinos térreos o Grupo IIA forman compuestos con números de oxidación +2.
- c) Los elementos del Grupo IIIA (familia del boro) y del Grupo IIIB tienden a formar compuestos con números de oxidación +3.
- d) Los elementos del Grupo IVA tienden a formar compuestos con número de oxidación +4 frente a los no metales y número de oxidación -4 (C, Si, Ge) frente a metales y al H.
- e) Uno de los números de oxidación de los elementos del Grupo V es +5. Dichos elementos también poseen número de oxidación +3.

**Ejercicio 9**

$\text{CrCl}_2$  (Cr: +2);                       $\text{CrCl}_3$  (Cr: +3);                       $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (Cr: +6);                       $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (Cr: +6)

**Ejercicio 10**

a)  $\text{KO}_2$  (superóxido, O: -1/2);                      b)  $\text{BaO}_2$  ( peróxido, O: -1)                      c)  $\text{SiO}_2$  (óxido, O: -2)

**Ejercicio 11**

- a) Hidruro de rubidio:  $\text{RbH}$
- b) Hidruro de magnesio:  $\text{MgH}_2$
- c) Hidruro de berilio:  $\text{BeH}_2$
- d) Hidruro de aluminio:  $\text{AlH}_3$
- e) Hidruro de estaño (IV):  $\text{SnH}_4$

**Ejercicio 12**

- a) Seleniuro de hidrógeno:  $\text{H}_2\text{Se}$
- b) Cloruro de hidrógeno:  $\text{HCl}$
- c) Yoduro de hidrógeno:  $\text{HI}$

**Ejercicio 13**

- a) Óxido de sodio (clásica), óxido de sodio (N. Stock), monóxido de disodio (atomicidad)
- b) Óxido de calcio (clásica), óxido de calcio (N. Stock), monóxido de calcio (atomicidad)
- c) Óxido férrico (clásica), óxido de hierro (III) (N. Stock), trióxido de dihierro (atomicidad)
- d) Óxido crómico (clásica), óxido de cromo (III) (N. Stock), trióxido de dicromo (atomicidad)

**Ejercicio 14**

a)  $\text{Co}_2\text{O}_3$                       b)  $\text{CdO}$                       c)  $\text{NiO}$                       d)  $\text{Al}_2\text{O}_3$

**Ejercicio 15**

- a) Anhídrido selénico (clásica), óxido de selenio (VI) (N. Stock), trióxido de selenio (atomicidad).
- b) Anhídrido carbónico (clásica), óxido de carbono (IV) (N. Stock), dióxido de carbono (atomicidad).
- c) Anhídrido iódico (clásica), óxido de yodo (V) (N. Stock), pentóxido de yodo (atomicidad).
- d) Anhídrido fosforoso (clásica), óxido de fósforo (III) (N. Stock), trióxido de difósforo (atomicidad).

**Ejercicio 16**

- a)  $\text{SO}_3$
- b)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- c) NO

**Ejercicio 17**

- a) Cloruro de potasio (clásica), cloruro de potasio (N. Stock)
- b) Sulfuro de cinc (clásica), sulfuro de cinc (N. Stock)
- c) Bromuro de plata (clásica), bromuro de plata (N. Stock)
- d) Yoduro de cinc (clásica), yoduro de cinc (N. Stock)

**Ejercicio 18**

- a)  $\text{TiBr}_4$
- b)  $\text{SnS}_2$
- c)  $\text{HgCl}_2$

**Ejercicio 19**

- A con A:  $\text{PbS}$  (sulfuro plumboso) y  $\text{PbS}_2$  (sulfuro plúmbico). Pb (+2, +4), S (-2).
- B con B:  $\text{SrF}_2$  (fluoruro de estroncio). Sr (+2), F (-1).
- C con C:  $\text{CBr}_4$  (tetrabromuro de carbono). C (+4), Br (-1).

**Ejercicio 20**

- a) Hidróxido de litio.
- b) Hidróxido cúprico, hidróxido de cobre (II).
- c) Hidróxido férrico, hidróxido de hierro (III).
- d) Hidróxido de cadmio.

**Ejercicio 21**

- a)  $\text{Co}(\text{OH})_2$
- b)  $\text{Pb}(\text{OH})_4$
- c)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- d)  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

**Ejercicio 22**

- a) Ácido carbónico (clásica), carbonato (IV) de hidrógeno (N. Stock).
- b) Ácido sulfúrico (clásica), sulfato (VI) de hidrógeno (N. Stock).
- c) Ácido hipocloroso (clásica), clorato (I) de hidrógeno (N. Stock).
- d) Ácido periódico (clásica), iodato (VII) de hidrógeno (N. Stock).

**Ejercicio 23**

- a) Bromato (I) de hidrógeno
- b) Bromato (III) de hidrógeno
- c) Bromato (V) de hidrógeno
- d) Bromato (VII) de hidrógeno

**Ejercicio 24**

- a)  $\text{HClO}_4$
- b)  $\text{HNO}_3$

 Ejercicio 25

- a)  $\text{Fe}(\text{IO}_4)_2$  periodato ferroso (clásica), iodato (VII) de hierro (II) (N. Stock).
- b)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  nitrato de magnesio (clásica), nitrato (V) de magnesio (N. Stock).
- c)  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  fosfato de litio (clásica), fosfato (V) de litio (N. Stock).
- d)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  carbonato de aluminio (clásica), carbonato (IV) de aluminio (N. Stock).

 Ejercicio 26

- a) Sulfito plúmbico (clásica), sulfato (IV) de plomo (IV) (N. Stock).
- b) Perbromato de cinc (clásica), bromato (VII) de cinc (N. Stock).
- c) Sulfato mangánico (clásica), sulfato (VI) de manganeso (III) (N. Stock).
- d) Fosfato cobaltoso (clásica), fosfato (V) de cobalto (II) (N. Stock).
- e) Clorato de calcio (clásica), clorato (V) de calcio (N. Stock).
- f) Nitrato de aluminio (clásica), nitrato (V) de aluminio (N. Stock).

 Ejercicio 27

- |                    |                                 |                                      |
|--------------------|---------------------------------|--------------------------------------|
| a) $\text{LiClO}$  | b) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ | c) $\text{NH}_4\text{NO}_3$          |
| d) $\text{NaIO}_4$ | e) $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$   | f) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |

 Ejercicio 28

- a) Hidrógeno arseniato (V) de cobre (II)
- b) Dihidrógeno fosfato (V) de potasio
- c) Hidrógeno sulfato (VI) de escandio
- d) Hidrógeno fosfato (III) de aluminio

 Ejercicio 29

- |                     |   |                     |                             |
|---------------------|---|---------------------|-----------------------------|
| a) $\text{CuHPO}_4$ | b) $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$ | c) $\text{NaHSO}_3$ | d) $\text{Sn}(\text{HS})_4$ |
|---------------------|---|---------------------|-----------------------------|

 Ejercicio 30

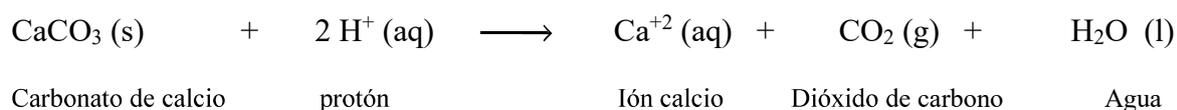
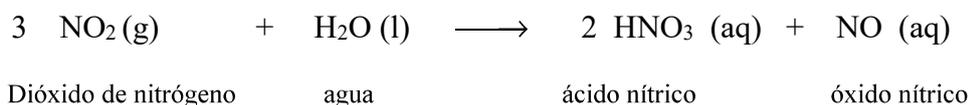
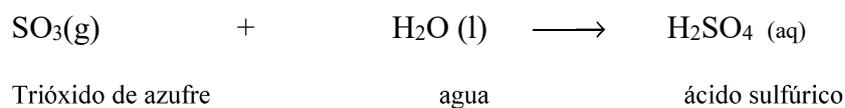
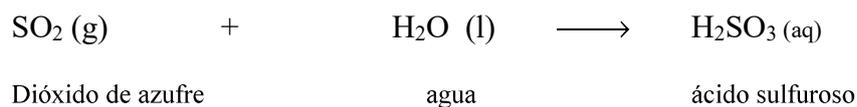
- a) Carbonato de sodio:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  - oxosal
- b) Óxido de sílice (IV):  $\text{SiO}_2$  - óxido
- c) Carbonato de calcio:  $\text{CaCO}_3$  - oxosal
- d) Color verde: óxido de hierro (III):  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  - óxido
- e) Color azul: óxido cobaltoso:  $\text{CoO}$  - óxido
- f) Color rojo: óxido ferroso:  $\text{FeO}$  - óxido
- g) Color blanco opaco: óxido de zinc:  $\text{ZnO}$  - óxido
- h) Color negro opaco: fluoruro de calcio:  $\text{CaF}_2$  - sal de hidrácido.
- i) Resistencia al vidrio: óxido de boro:  $\text{B}_2\text{O}_3$  - óxido.

 Ejercicio 31

- |                                  |   |  |
|----------------------------------|---|--|
| Cobre: $\text{Cu}$               | Estaño: $\text{Sn}$                                     | Plomo: $\text{Pb}$                       |
| Zinc: $\text{Zn}$                | Óxido cuproso: $\text{Cu}_2\text{O}$                    | Oxido cúprico: $\text{CuO}$              |
| Sulfato cúprico: $\text{CuSO}_4$ | Sulfuros de cobre: $\text{CuS}$ , $\text{Cu}_2\text{S}$ | Carbonato de cobre (II): $\text{CuCO}_3$ |
| Cloruro cuproso: $\text{CuCl}$   | Cloruro cúprico: $\text{CuCl}_2$                        | Oxígeno: $\text{O}_2$                    |
| Agua: $\text{H}_2\text{O}$       | Ácido clorhídrico: $\text{HCl}$                         |  |

 Ejercicio 32

Módulo de Química  
Respuestas de la ejercitación



 Ejercicio 33

Hematita (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> -mayoritariamente óxido férrico)  
 Magnetita (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>- principalmente tetróxido de trihierro)  
 Siderita (FeCO<sub>3</sub> -mayoritariamente carbonato de hierro (II))  
 Pirita (FeS<sub>2</sub> - principalmente disulfuro de hierro)  
 Piedra caliza (CaCO<sub>3</sub> - mayoritariamente carbonato de calcio)

Carbón: C	Oxígeno: O <sub>2</sub>
Dióxido de carbono: CO <sub>2</sub>	Monóxido de carbono: CO
Óxido de calcio: CaO	un gas llamado dióxido de carbono
Arena (SiO <sub>2</sub> - principalmente dióxido de silicio)	óxido de aluminio: Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Carbono: C	Silicio: Si
Fósforo: P	Azufre: S
Manganeso: Mn	