

PREPARATORIA 15



QUIMICA II
2º Semestre

Preparatoria
Núm.15

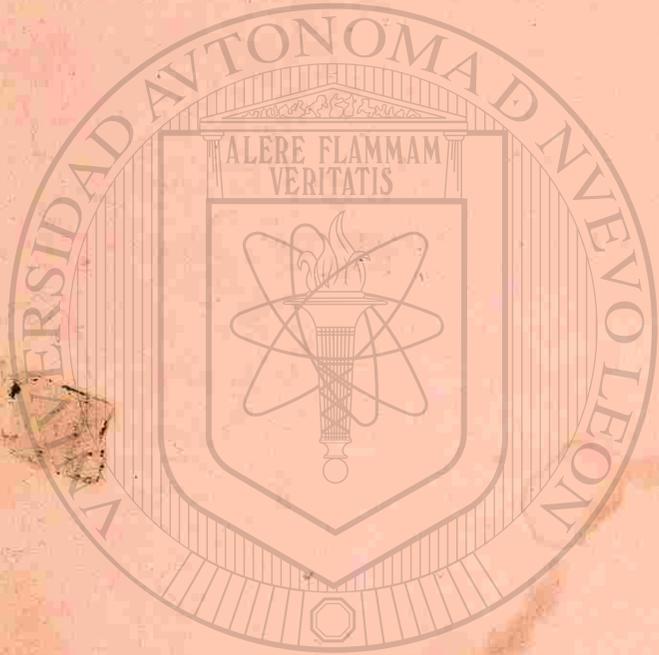


QD40
G31
v.2

0113-41060



1020115139



BIBLIOTECA CENTRAL
Sección Libro Alquilado

LIBRO No. 2293

FECHA Marzo 11/85

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

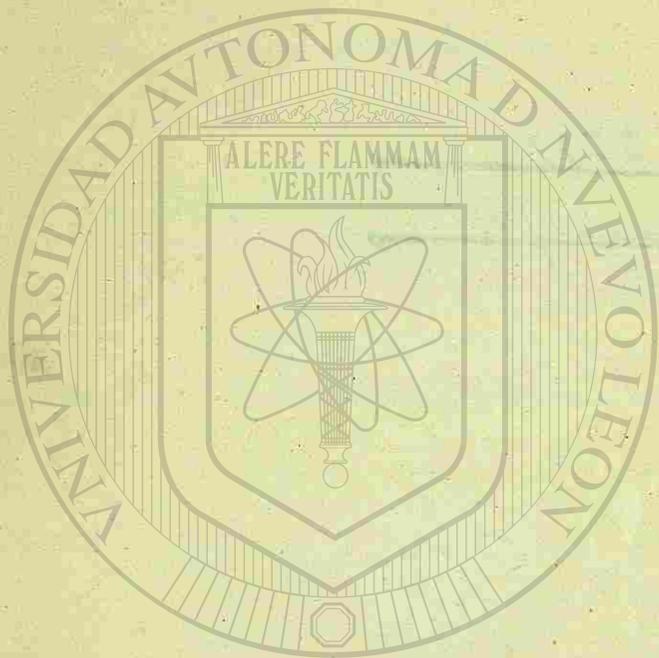


ADVERTENCIAS:

Cumple con el plazo, otros necesitarán el mismo libro.
Cuida los libros, son tuyos y de la Universidad. Si DAN UN LIBRO tienes que sustituirlo.

2293

QUÍMICA II.



U A N L

Q.B.P. Filiberto L. de la Garza Ortiz.

Q.C.B. Graciela García de Garza.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

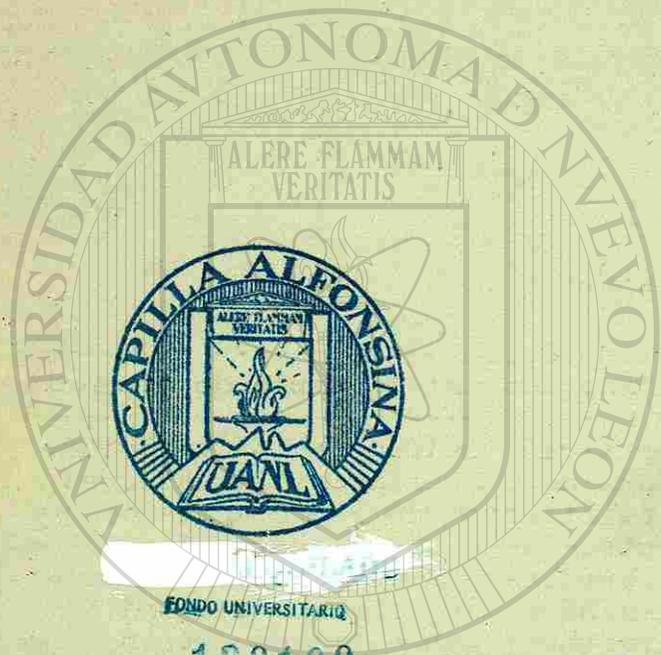
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



QD40

G31

V.2



130100

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ÍNDICE.

PÁG.

PRÓLOGO.

CAP.

I NOMENCLATURA I.

1-1	Introducción.-----	1
1-2	Definición del concepto de nomenclatura.-----	1
1-3	Definición de ion, anión y catión.	2
1-4	Lista de los principales cationes.	3
1-5	Clasificación de los compuestos químicos.-----	7
1-6	Diferenciación entre nomenclatura trivial y nomenclatura sistemática.	8
1-7	Diferencia entre ácidos, bases y sales.-----	9
1-8	Diferenciación entre ácidos binarios y ternarios.-----	10
1-9	Reglas de nomenclatura para nombrar compuestos básicos.-----	12

II NOMENCLATURA II.

2-1	Reacción de neutralización.	19
2-2	Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar sales.-----	20
2-3	Óxidos y anhídridos.-----	24

CAP.

III REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

3-1	Fórmulas químicas.-----	55
3-2	Números de oxidación.-----	56
3-3	Ecuaciones químicas.-----	60
3-4	Tipos de reacciones químicas.-----	62
3-5	Cinética química.-----	63
3-6	Cinética química y termodinámica química.-----	64
3-7	Reacciones lentas y velocidades de reacción.-----	65
3-8	Reacciones químicas de varios pasos.	67
3-9	Las reacciones ocurren cuando exis- ten colisiones.-----	68
3-10	Mecanismos de reacción.-----	69
3-11	Ruptura de enlace y velocidad de reacción.-----	71
3-12	Efecto de la concentración en la ve- locidad de reacción: leyes de la ve- locidad.-----	72
3-13	Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.-----	74
3-14	Colisiones moleculares.-----	74
3-15	Teoría del complejo activado.-----	77
3-16	Catálisis heterogénea y homogénea.	78

IV BALANCEO DE ECUACIONES.

4-1	Introducción.-----	81
4-2	Reglas generales para el balanceo de ecuaciones.-----	81
4-3	Balanceo de ecuaciones por el méto- do de tanteo.-----	82
4-4	Balanceo de ecuaciones por el méto- do ion-electrón.-----	86
4-5	Balanceo de ecuaciones por el méto- do del estado de oxidación.-----	92

PÁG.

CAP.

PÁG.

V	5-1	Definición de estequiometría.-----	95
	5-2	Ley de la conservación de la mate- ria.-----	96
	5-3	Ley de la composición constante.--	98
	5-4	Ley de las proporciones múltiples.	99
	5-5	Observaciones de Gay-Lussac.-----	100
	5-6	Intervención de Avogadro.-----	102
	5-7	Hipótesis de Avogadro.-----	103
	5-8	Pesos relativos de moléculas y áto- mos.-----	105
	5-9	La unidad de masa atómica y los pe- sos atómicos y moleculares relati- vos.-----	108
	5-10	El mol y el número de Avogadro.---	109

VI ESTEQUIOMETRÍA II.

	6-1	Definición de fórmula empírica y fórmula molecular.-----	113
	6-2	Cálculo para determinar la fórmula empírica de un compuesto, dada su composición porcentual en peso.---	114
	6-3	Determinación del peso de un mol de un compuesto a partir de su fór- mula.-----	118
	6-4	Cálculo de problemas sobre conver- sión de moles a masa y viceversa, para elementos y compuestos.-----	120
	6-5	Cálculos para determinar la compo- sición porcentual de los elementos que integran una sustancia.-----	123

CAP.

PÁG.

VII ESTEQUIOMETRÍA III.

7-1	Resolución de problemas sobre relaciones ponderadas en las reacciones químicas.-----	129
7-2	Cálculos sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas en las que alguno de los reactivos está en exceso con respecto al otro.-----	133
7-3	Cálculos para determinar la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.-----	136

BIBLIOGRAFÍA.

141

ÍNDICE.

	PÁG.
Unidad I.-----	I
Unidad II.-----	V
Unidad III.-----	IX
Unidad IV.-----	XIII
Unidad V.-----	XVII
Unidad VI.-----	XIX
Unidad VII.-----	XXIII
Unidad VIII.-----	XXV

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAP.

PÁG.

VII ESTEQUIOMETRÍA III.

7-1	Resolución de problemas sobre relaciones ponderadas en las reacciones químicas.-----	129
7-2	Cálculos sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas en las que alguno de los reactivos está en exceso con respecto al otro.-----	133
7-3	Cálculos para determinar la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.-----	136

BIBLIOGRAFÍA.

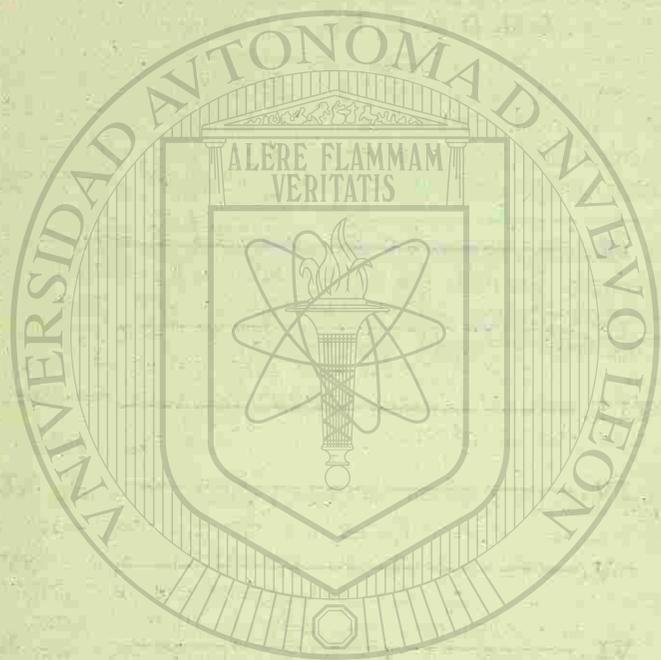
141

ÍNDICE.

	PÁG.
Unidad I.-----	I
Unidad II.-----	V
Unidad III.-----	IX
Unidad IV.-----	XIII
Unidad V.-----	XVII
Unidad VI.-----	XIX
Unidad VII.-----	XXIII
Unidad VIII.-----	XXV

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

P R Ó L O G O .

El presente libro trata de guiar al estudiante un poquito más hacia el conocimiento de la química, eslabonando los conocimientos adquiridos durante el primer semestre con los que contiene el presente.

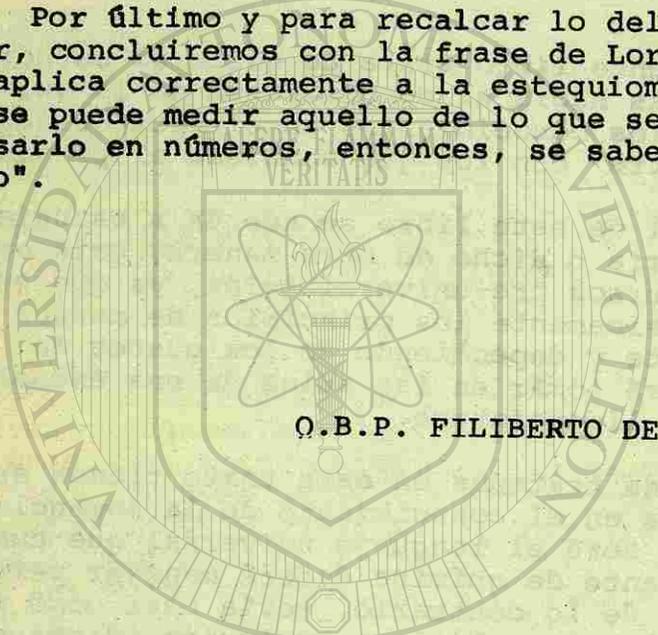
El nivel de este libro se adecúa a estudiantes de preparatoria o dicho de otra manera, para estudiantes de cursos pre-universitarios, ya que su contenido es básicamente los principios de cursos que posteriormente y dependiendo de los gustos del estudiante, deberá tomár en las aulas de una escuela con nivel de licenciatura.

Los temas tratados en este texto tienen su punto de partida en el conocimiento de la nomenclatura química, que será el lenguaje universal que cualquier estudiante de química deberá manejar perfectamente porque de lo contrario, sería casi como intentar leer un libro escrito en cualquier idioma extranjero, sin tener los conocimientos de las reglas gramaticales para dicha lengua. Posteriormente avanzan por el camino de saber escribir correctamente una ecuación química que viene siendo algo así como empezar a descifrar los jeroglíficos que encontramos en unas ruinas recién descubiertas; que nos relatan lo que ocurrió en otros tiempos a través de sus escritos en paredes, etc. y nosotros con escribir correctamente una ecuación química nos podremos dar perfecta cuenta de lo que realmente ocurre en la naturaleza de las sustancias cuando se realiza una reacción química.

En su parte final (últimos tres capítulos), el alumno se encontrará con el estudio de la estequiometría.

metría, que no es otra cosa que la correcta expresión en números tangibles de las medidas de las masas de los diferentes compuestos, que nos ayudará a conocer un poco más de esta ciencia.

Por último y para recalcar lo del párrafo anterior, concluiremos con la frase de Lord Kelvin que se aplica correctamente a la estequiometría: "Cuando se puede medir aquello de lo que se habla y expresarlo en números, entonces, se sabe algo de ello".



Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O.

2o. SEMESTRE. QUÍMICA. UNIDAD I.

NOMENCLATURA I.

El desarrollo de la química como ciencia hizo necesario el darle a cada elemento un nombre y representarlo en forma abreviada que responda a su comportamiento molecular. De esta manera la representación de las reacciones químicas dará una idea inmediata de la naturaleza íntima de las transformaciones que ocurren durante la reacción.

A través de la historia se ha ido desarrollando (desde los alquimistas que ya empleaban algunos símbolos para representar a los elementos conocidos en aquel entonces) lo que actualmente conocemos con el nombre de nomenclatura, que no es otra cosa que una manera organizada y sistemática de nombrar a los diferentes átomos o grupos de átomos para que pueda ser utilizado como un lenguaje universal para los químicos.

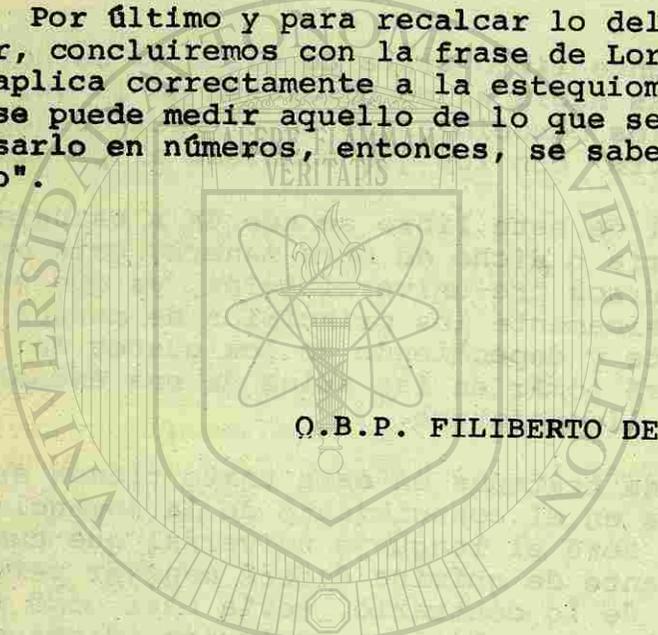
OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir el concepto de nomenclatura.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes términos:
 - a) Ion.
 - b) Ion monoatómico.
 - c) Ion poliatómico.
 - d) Anión.
 - e) Catión.

metría, que no es otra cosa que la correcta expresión en números tangibles de las medidas de las masas de los diferentes compuestos, que nos ayudará a conocer un poco más de esta ciencia.

Por último y para recalcar lo del párrafo anterior, concluiremos con la frase de Lord Kelvin que se aplica correctamente a la estequiometría: "Cuando se puede medir aquello de lo que se habla y expresarlo en números, entonces, se sabe algo de ello".



Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O.

2o. SEMESTRE. QUÍMICA. UNIDAD I.

NOMENCLATURA I.

El desarrollo de la química como ciencia hizo necesario el darle a cada elemento un nombre y representarlo en forma abreviada que responda a su comportamiento molecular. De esta manera la representación de las reacciones químicas dará una idea inmediata de la naturaleza íntima de las transformaciones que ocurren durante la reacción.

A través de la historia se ha ido desarrollando (desde los alquimistas que ya empleaban algunos símbolos para representar a los elementos conocidos en aquel entonces) lo que actualmente conocemos con el nombre de nomenclatura, que no es otra cosa que una manera organizada y sistemática de nombrar a los diferentes átomos o grupos de átomos para que pueda ser utilizado como un lenguaje universal para los químicos.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir el concepto de nomenclatura.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes términos:
 - a) Ion.
 - b) Ion monoatómico.
 - c) Ion poliatómico.
 - d) Anión.
 - e) Catión.

- 3.- Aplicar las reglas de nomenclatura para asignar carga a los diferentes términos expuestos en el objetivo anterior.
- 4.- Definir los siguientes conceptos:
 - a) Compuestos binarios.
 - b) Compuestos ternarios.
 - c) Compuestos poliatómicos.
- 5.- Clasificar, de una serie de fórmulas dadas, a qué tipo de compuestos pertenecen de acuerdo con el objetivo anterior.
- 6.- Definir así como diferenciar entre sí los conceptos de nomenclatura trivial y nomenclatura sistemática.
- 7.- Definir los siguientes términos:
 - a) Ácidos.
 - b) Bases.
 - c) Sales.
- 8.- Diferenciar de una lista dada de fórmulas, a qué tipo de compuestos pertenecen: ácidos, bases o sales.
- 9.- Diferenciar, así como citar ejemplos de:
 - a) Ácidos binarios.
 - b) Ácidos ternarios.
- 10.- Definir y citar ejemplos de:
 - a) Hidrácidos.
 - b) Hidrácidos binarios.
 - c) Ácidos oxigenados.
 - d) Ácidos ternarios no oxigenados.
- 11.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a los compuestos básicos.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Para poder cumplir con los objetivos anteriormente marcados, deberás leer íntegramente el capítulo I del texto.

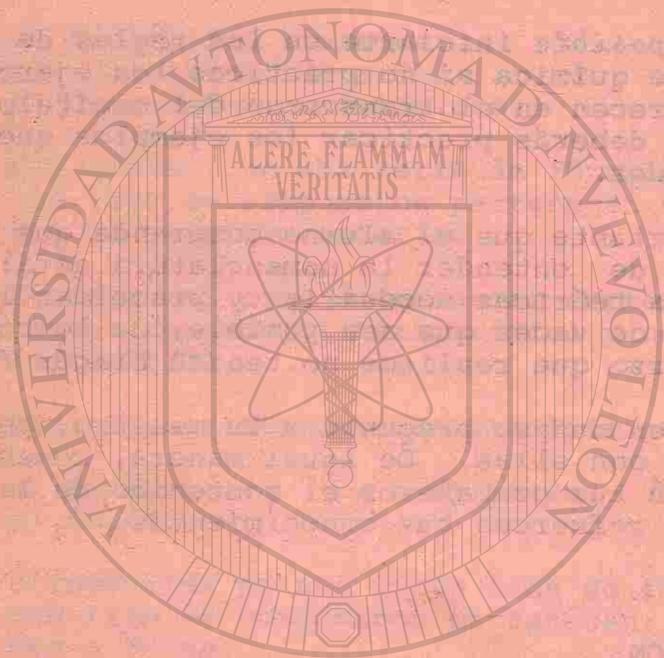
Será imposible iniciarte en las reglas de nomenclatura de química si no practicas los ejercicios que aparecen en el transcurso del capítulo; de igual manera deberás practicar los ejemplos que tu maestro exponga.

Es importante que el alumno comprenda que la única manera de entender la nomenclatura será: tener las bases teóricas necesarias y practicar la mayor cantidad de veces que sea posible; de lo contrario el esfuerzo que realices no tendrá ningún fruto.

Si surgen dudas, pregunta a tu maestro; pero no te quedes con ellas. De igual manera, comenta y discute con tus compañeros el contenido de la unidad para que refuerces tus conocimientos.

AUTOEVALUACIÓN.

La autoevaluación consistirá en entregar correctamente contestados los ejercicios que aparecen al final del capítulo a tu maestro, un día antes del examen.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPÍTULO I.

NOMENCLATURA I.

1-1 INTRODUCCIÓN.

Para facilitar la comunicación entre los químicos, es indispensable nombrar a un mismo compuesto con el mismo nombre; de otro modo la confusión sería grande. Así, es necesario establecer un sistema uniforme y bien definido para nombrar las sustancias químicas.

Antiguamente se nombraban las sustancias de acuerdo con sus propiedades características, pero éstos nombres no proporcionaban información acerca de su composición. Fue hasta el siglo XVIII cuando se empezaron a realizar intentos para sistematizar la nomenclatura.

En el siglo XX, los químicos que ya se comunicaban con más facilidad, formaron la Unión Internacional de Química con científicos de todo el mundo y desde 1921 hasta la fecha se ha trabajado para establecer, mejorar y completar las reglas internacionales de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.).

1-2 DEFINICIÓN DEL CONCEPTO DE NOMENCLATURA

Nomenclatura es un sistema útil que permite tener un lenguaje común entre los químicos. Este lenguaje es explícito, pues es fácil escribir una fór-

mula conociendo el nombre del compuesto o dar un nombre a un compuesto cuando se conoce su fórmula.

La base de la nomenclatura reside en los nombres de los elementos que forman parte de los compuestos.

La expresión gráfica de un compuesto es su fórmula, la cual está en función de los símbolos de los elementos que lo constituyen.

Como ya se había definido, los elementos son sustancias puras que no pueden ser descompuestas químicamente en otra u otras más sencillas y el símbolo de un elemento es la letra o grupo de dos letras que lo representa.

1-3 DEFINICIÓN DE ION, ANIÓN Y CATION.

Existen iones monoatómicos y poliatómicos. Un ion monoatómico es un átomo que ha perdido o ganado uno o varios electrones. Los iones poliatómicos son grupos de elementos que en conjunto han cedido o aceptado uno o varios electrones.

Un catión es un ion que posee carga eléctrica positiva porque el átomo del cual procede perdió uno o varios electrones.

Un anión es un ion con carga eléctrica negativa porque el átomo que le dio origen ganó uno o varios electrones.

La fórmula de un ion monoatómico se escribe de la siguiente forma:

- 1º Escribe el símbolo del elemento.

- 2º En la parte superior derecha se coloca el signo que le corresponda según su carga, o sea, a los cationes +, a los aniones -.

Si la carga del ion es mayor que uno (1), se escribe el número de electrones perdidos o ganados antes del signo.

Los iones poliatómicos se escriben:

- 1º Los elementos en el orden convencional.
- 2º Abajo y a la derecha de cada elemento se escribe el índice cuando sea mayor de uno (1).
- 3º Arriba y a la derecha de la fórmula del grupo, el signo de la carga eléctrica antecedida por el valor numérico de ésta, si dicho valor es mayor que uno (1).

1-4 LISTA DE LOS PRINCIPALES CATIONES.

H^+	ion hidrógeno (protón).
H_3O^+	ion hidronio (oxonio).
NH_4^+	ion amonio.
PH_4^+	ion fosfonio.
Na^+	ion sodio.
Li^+	ion litio.
K^+	ion potasio.
Ag^+	ion plata.
Cu^+	ion cobre (cuproso).
Hg^+	ion mercurio (mercuroso).
Ca^{2+}	ion cálcico

Mg ²⁺	ion magnesio.
Pb ²⁺	ion plomo (II).
Hg ²⁺	ion mercurio (II) (mercúrico).
Fe ²⁺	ion hierro (II) (ferroso).
Cd ²⁺	ion cadmio.
Cu ²⁺	ion cobre (II) (cúprico).
Ni ²⁺	ion níquel (II).
Zn ²⁺	ion zinc.
Sn ²⁺	ion estaño (II) (estañoso).
Co ²⁺	ion cobalto (II).
Mn ²⁺	ion manganeso (II).
Ba ²⁺	ion bario.
Sr ²⁺	ion estroncio
Al ²⁺	ion aluminio
Fe ³⁺	ion hierro (III) (férrico).
Bi ³⁺	ion bismuto (III).
As ³⁺	ion arsénico (III) (arsenoso).
Sb ³⁺	ion antimonio (III).
Ni ³⁺	ion níquel
Co ³⁺	ion cobalto (III).
Mn ³⁺	ion manganeso (III).
Cr ³⁺	ion cromo (III).
Sn ⁴⁺	ion estaño (IV) (estánico).
As ⁵⁺	ion arsénico (V) (arsénico).
Sb ⁵⁺	ion antimonio (V)

1-5 LISTA DE LOS PRINCIPALES ANIONES.

H ⁻	ion hidruro.
F ⁻	ion fluoruro.
Cl ⁻	ion cloruro.
Br ⁻	ion bromuro.
I ⁻	ion yoduro.
N ³⁻	ion nitruro.
OH ⁻	ion hidroxilo o hidróxido.
O ₂ ²⁻	ion peróxido.
O ₃ ³⁻	ion ozónido.
S ²⁻	ion sulfuro.
S ₂ ²⁻	ion disulfuro.
CN ⁻	ion cianuro.
C ₂ ²⁻	ion acetiluro.
N ₃ ⁻	ion azida.
NH ₂ ⁻	ion amida.
NO ₂ ⁻	ion nitrito.
NO ₃ ⁻	ion nitrato.
PO ₃ ³⁻	ion fosfito.
PO ₄ ³⁻	ion fosfato.
AsO ₃ ³⁻	ion arsenito.
AsO ₄ ³⁻	ion arseniato.
SO ₃ ²⁻	ion sulfito.
SO ₄ ²⁻	ion sulfato.
S ₂ O ₃ ²⁻	ion tiosulfato.
CrO ₄ ²⁻	ion cromato.
Cr ₂ O ₇ ²⁻	ion dicromato.

ClO_3^-	ion clorato.
ClO_4^-	ion perclorato.
ClO_2^-	ion clorito.
ClO^-	ion hipoclorito.
IO_4^-	ion peryodato.
MnO_4^-	ion permanganato.
SCN^-	ion tiocianato.
CO_3^{2-}	ion carbonato.
HCO_3^-	ion bicarbonato.
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	ferrocianuro.

1-5 CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS.

Las moléculas compuestas son las que se forman por la asociación de átomos de diferentes tipos en proporciones variables, sencillas y enteras.

Para que se formen los compuestos es necesario que la suma de las valencias de los elementos electropositivos sea igual a la suma de las valencias de los elementos electronegativos para que la molécula sea eléctricamente neutra.

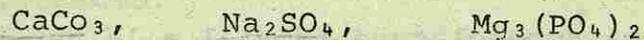
Los compuestos, de acuerdo al número de elementos que los componen, se dividen en: binarios, ternarios y poliatómicos.

Compuestos binarios. Formados por dos elementos y en cuya fórmula se representa primero el elemento más electropositivo. Ejemplo,



en el cual el sodio es el elemento electropositivo y el cloro es el elemento electronegativo.

Compuestos ternarios. Formados por tres elementos y en cuya fórmula se sigue la misma regla de los binarios. Representando primero el elemento o grupo electropositivo y luego el elemento o grupo más electronegativo. Ejemplos:



NOTA: Se usa paréntesis cuando un grupo se repite dos o más veces.

Compuestos poliatómicos. Formados por más de tres elementos que se escriben siguiendo las mismas reglas siempre que sea posible. Ejemplos:



EJERCICIO

Clasifique los compuestos químicos considerando el número de elementos diferentes que los integran (binarios, ternario, poliatómicos).

- | | |
|--|------------------------------|
| 1.- HCl | 9.- HClO_4 |
| 2.- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | 10.- KBr |
| 3.- Na_2CO_3 | 11.- H_2SO_4 |
| 4.- NaHSO_4 | 12.- KMnO_4 |
| 5.- NaCl | 13.- CaI_2 |
| 6.- NaNO_3 | 14.- AlBr_3 |
| 7.- HNO_3 | 15.- BaSO_4 |
| 8.- $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ | |

1-6 DIFERENCIACIÓN ENTRE NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA.

Se llama nomenclatura trivial a la usual que se aprende con la práctica y no por sistema definido, puesto que no resulta de reglas definidas.

Numerosos compuestos conocidos desde hace mucho tiempo, tienen nombres usuales que no se ajustan a las reglas de nomenclatura I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry).

Cuando es posible se utilizan juntos el nombre sistemático y el trivial.

Actualmente, se hacen esfuerzos para abandonar la nomenclatura usual y para uniformar el lenguaje químico; sin embargo, las fórmulas siguientes se designan con nombres triviales aceptados por la I. U. P. A. C.

H_2O	agua
NH_3	amoníaco
PH_3	fosfina

1-7 DIFERENCIA ENTRE ACIDOS, BASES Y SALES.

Los ácidos son compuestos capaces de aumentar la concentración de ion hidronio (H_3O^+) al disolverse en agua.

Las bases son compuestos capaces de aumentar la concentración de iones hidróxido (OH^-) al disolverse en agua.

Las sales son compuestos que resultan de la reacción entre un ácido y una base.

EJERCICIO.

Diferenciar entre ácido, base y sal.

- | | |
|--|--|
| 1.- Ca Br_2 Bromuro de calcio | 6.- $\text{Al}(\text{OH})_3$ hidróxido de aluminio (III) |
| 2.- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hidróxido de calcio | 7.- HCl Ac. clorhídrico |
| 3.- H_3PO_4 Ac. Fosfórico | 8.- H_2SO_4 Ac. sulfúrico |
| 4.- NaOH Hidróxido de Sodio | 9.- BaCl_2 Cloruro de Bario (II) |
| 5.- AgCl Cloruro de plata | 10.- KOH hidróxido de Potasio |

- 11.- HNO_3 *Acido Nitroso*
 12.- AgNO_3
 13.- BeSO_4
 14.- HClO_4
 15.- PbSO_4

1-8 DIFERENCIACIÓN ENTRE ÁCIDOS BINARIOS Y TERNARIOS.

Hidrácidos. Las moléculas de estos compuestos contienen hidrógeno como elemento electropositivo. Su fórmula general se escribe:



Los hidrácidos binarios se nombran de la siguiente manera, primero se dice la palabra ácido seguida por la raíz del nombre del elemento electropositivo con la terminación hídrico (nombre específico). Ejemplo:

HCl	ácido clorhídrico
H_2S	ácido sulfhídrico

Estos nombres se dan a estos ácidos cuando están disueltos en agua.

Si los compuestos son puros, no disociados, se aplican las reglas de nomenclatura de las sales binarias.

Ácidos oxigenados. Son ácidos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y otro elemento. Para escribir su fórmula se indica primero el símbolo del elemento asociado con el oxígeno y finalmente

el oxígeno. Si existen varios átomos de algún constituyente, se usan subíndices.

Para nombrar estos compuestos se dice primero el nombre genérico ácido y después el nombre específico que se forma a partir de la raíz del nombre del elemento asociado al oxígeno terminándolo con el sufijo "ico" u "oso" dependiendo del estado de oxidación del elemento central de la fórmula.

Los prefijos hipo, per, orto, meta, tio, piro, etc. se usan cuando el elemento central posee varias valencias y dependiendo de la que en ese compuesto esté utilizando. Ejemplos:

HNO_2	ácido nitroso
HNO_3	ácido nítrico
HClO	ácido hipocloroso
HClO_4	ácido perclórico

Ácidos ternarios no oxigenados. Para nombrarlos se aplican reglas específicas. Ejemplo:

HCN	ácido cianhídrico
H_2CS_3	ácido tritio carbónico

EJERCICIO.

Diferenciar entre ácidos binarios y ternarios.

- | | |
|------------------------|-------------------------|
| 1.- Ácido fluorhídrico | HF |
| 2.- Ácido perclórico | HClO_4 |
| 3.- Ácido bórico | H_3BO_3 |
| 4.- Ácido iodhídrico | HI |

- 5.- Acido nítrico HNO_3
 6.- Acido clorhídrico HCl
 7.- Acido bromhídrico HBr
 8.- Acido sulfúrico H_2SO_4
 9.- Acido fosfórico H_3PO_4

1-9 REGLAS DE NOMENCLATURA PARA NOMBRAR COMPUESTOS BÁSICOS.

Las bases con radical OH^- , se caracterizan por tener un metal asociado con un radical OH monovalente y electronegativo. Para escribir la fórmula se sigue la regla general. Si existen varios radicales OH se escriben entre paréntesis y con un subíndice se indica el número de los mismos.

Los compuestos de este tipo reciben el nombre genérico de hidróxidos y se menciona como nombre específico el metal que lo forma.

Ejemplos:

- IOH hidróxido de potasio; potasa
 Ca(OH)_2 hidróxido de calcio
 Ni(OH)_2 hidróxido de níquel (II)
 NaOH hidróxido de sodio
 Al(OH)_3 hidróxido de aluminio
 NH_4OH hidróxido de amonio
 Ba(OH)_2 hidróxido de bario
 LiOH hidróxido de litio

	Cl	Br	I	N	C	Mn	S	Cr.	P	As
hidrico	HCl			HN			HS			
Hipo.....OSO	HClO		HNO		HMnO_2	HMnO_2			HPO_2	
.....OSO	HClO_2		HNO_2		HMnO_3	HMnO_3	HSO_2		HPO_3	
.....ICO	HClO_3		HNO_3	HCO_2	HMnO_4	HMnO_4	HSO_3		HPO_4	
Per.....ICO	HClO_4				HMnO_4	HMnO_4				
	clor	Brom	yod	nitr	carbon	mangan	sulfur	chrom	fosfor	arseni

	Cl	Br	I	N	C	Mn	S	Cr	P	As
hidrico										
Hipo.....OSO										
.....OSO										
.....ICO										
Per.....ICO										

En la siguiente tabla, escriba los nombres de los ácidos del cuadro anterior.

Cl	Br	I	N	C	Mn	S	Cr	P	As
ácido clorhídrico									
			ácido nítrico						

Combina los diferentes aniones y cationes y da nombre a los compuestos resultantes de las siguientes 4 tablas, las cuales deberás entregar al maestro como requisito para el examen.

TABLA 1.

	K ¹⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Ba ²⁺	Li ¹⁺	Zn ²⁺
Cl ¹⁻	1	5	9	13	17	21
S ²⁻	2	6	10	14	18	22
N ³⁻	3	7	11	15	19	23
Br ¹⁻	4	8	12	16	20	24

	O ²⁻	OH ¹⁻	N ³⁻	Se ²⁻	Cl ¹⁻	S ²⁻
Mg ²⁺	1	5	9	13	17	21
Na ¹⁺	2	6	10	14	18	22
Ca ²⁺	3	7	11	15	19	23
Cu ²⁺	4	8	12	16	20	24

TABLA 2.

O^{2-}	K^{+}	Be^{2+}	Na^{+}	Al^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
1	5	9	13	17	21	21
S^{2-}	2	6	10	14	18	22
As^{3-}	3	7	11	15	19	23
C^{-}	4	8	12	16	20	24

Sr^{2+}	Cl^{-}	S^{2-}	Te^{2-}	P^{3-}	O^{2-}	F^{1-}
1	5	9	13	17	21	21
La^{3+}	2	6	10	14	18	22
Si^{4+}	3	7	11	15	19	23
Na^{1+}	4	8	12	16	20	24

TABLA 3.

Na^{1+}	Br^{1-}	O^{2-}	S^{2-}	Cl^{1-}	I^{1-}	Te^{2-}
1	5	9	13	17	21	21
H^{1+}	2	6	10	14	18	22
Ca^{2+}	3	7	11	15	19	23
I_{2}^{1+}	4	8	12	16	20	24

Cl^{1-}	I^{1-}	F^{1-}	Br^{1-}	Cl^{1-}	S^{3-}	N^{3-}
1	5	9	13	17	21	21
Ag^{1+}	2	6	10	14	18	22
Al^{3+}	3	7	11	15	19	23
NH_{4}^{1+} amonio	4	8	12	16	20	24

TABLA 4.	Cl ¹⁻	Br ¹⁻	I ¹⁻	S ²⁻	Se ²⁻	Te ²⁻
Zn ²⁺	1	5		13	17	21
K ¹⁺	2	6	10	14	18	22
Fe ³⁺	3	7	11	15	19	23
Ba ²⁺	4	8	12	16	20	24

	P ³⁻	S ²⁻	C ⁴⁻	Cl ¹⁻	O ²⁻	N ³⁻
Na ¹⁺	1	5	9	13	17	21
Mg ²⁺	2	6	10	14	18	22
Cr ³⁺	3	7	11	15	19	23
Cr ²⁺	4	8	12	16	20	24

NOMENCLATURA II.

Como el título de la unidad lo señala, ésta es una continuación de la unidad de Nomenclatura I pero a diferencia de la anterior, la presente unidad más que un documento diseñada para obtener conocimientos a partir de la teoría, representa por así decirlo, un laboratorio para continuar con el estudio de la nomenclatura; ya que consideramos que la única manera de manejar correctamente la nomenclatura es a base de practicar sus reglas, dando el nombre que le corresponda a cada compuesto que pudiera tener el alumno frente a sí en un momento dado.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir y explicar en qué consiste la reacción de neutralización.
- 2.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a las sales.
- 3.- Definir y citar ejemplos de los siguientes términos:

- a) Sales binarias.
- b) Sales Ternarias.
- c) Sales poliatómicas.

TABLA 4.	Cl ¹⁻	Br ¹⁻	I ¹⁻	S ²⁻	Se ²⁻	Te ²⁻
Zn ²⁺	1	5		13	17	21
K ¹⁺	2	6	10	14	18	22
Fe ³⁺	3	7	11	15	19	23
Ba ²⁺	4	8	12	16	20	24

	P ³⁻	S ²⁻	C ⁴⁻	Cl ¹⁻	O ²⁻	N ³⁻
Na ¹⁺	1	5	9	13	17	21
Mg ²⁺	2	6	10	14	18	22
Cr ³⁺	3	7	11	15	19	23
Cr ²⁺	4	8	12	16	20	24

NOMENCLATURA II.

Como el título de la unidad lo señala, ésta es una continuación de la unidad de Nomenclatura I pero a diferencia de la anterior, la presente unidad más que un documento diseñada para obtener conocimientos a partir de la teoría, representa por así decirlo, un laboratorio para continuar con el estudio de la nomenclatura; ya que consideramos que la única manera de manejar correctamente la nomenclatura es a base de practicar sus reglas, dando el nombre que le corresponda a cada compuesto que pudiera tener el alumno frente a sí en un momento dado.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir y explicar en qué consiste la reacción de neutralización.
- 2.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a las sales.
- 3.- Definir y citar ejemplos de los siguientes términos:
 - a) Sales binarias.
 - b) Sales Ternarias.
 - c) Sales poliatómicas.

- d) Sales poliatómicas ácidas.
- e) Sales dobles.
- f) Sales básicas.
- g) Sales hidratadas.

4.- Definir, así como diferenciar entre sí, los siguientes términos:

- a) Óxidos.
- b) Anhídridos.
- c) Peróxidos.

5.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a los óxidos, anhídridos y peróxidos.

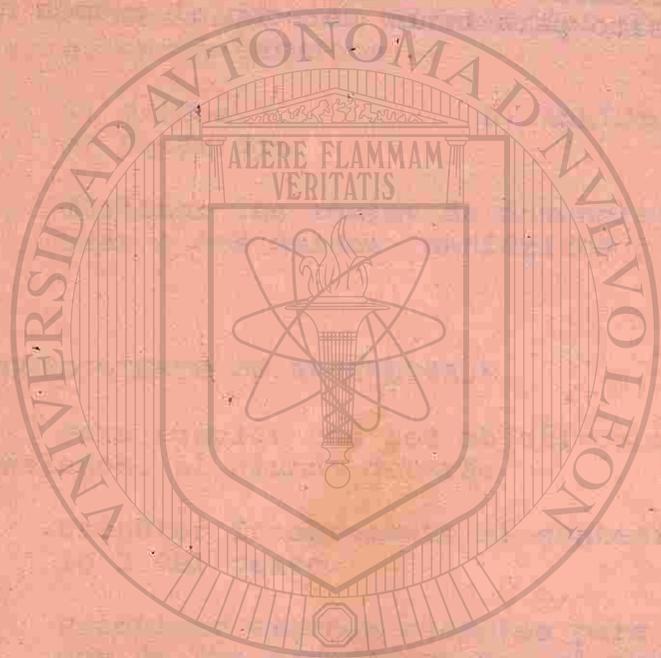
PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Para cumplir con los objetivos anteriormente señalados, el alumno deberá:

- 1.- Estudiar íntegramente el contenido del capítulo 2 del texto.
- 2.- Practicar algunos ejemplos para nombrar algunos de los compuestos que el texto señale inmediatamente después de haber estudiado las reglas de nomenclatura para el caso que se trate. Logrando con esto, irse familiarizando en la nomenclatura de los diferentes compuestos químicos.
- 3.- Cualquier duda que surja pregunta a tu maestro, pero no te quedes con ella; así como comentar con tus compañeros o practicar en equipo para comprender mejor el contenido del capítulo.
- 4.- Aunque parezca que es mucha la cantidad de ejercicios que aparecen al final del capítulo, contesta todos, ya que es en tu propio beneficio.

AUTOEVALUACIÓN.

Al igual que en la unidad anterior, la autoevaluación consistirá en resolver los ejercicios que aparecen al final del capítulo, los cuales deberás entregar correctamente contestados a tu maestro y serán el requisito para tener derecho al examen de esta unidad.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

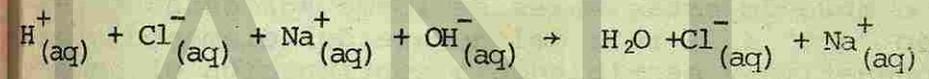
CAPÍTULO II.

NOMENCLATURA II.

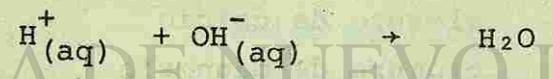
2-1 REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN.

A la reacción entre un ácido y una base se le llama reacción de neutralización. Los productos de esta reacción son una sal y agua.

Pongamos por ejemplo la reacción que se efectúa entre soluciones de HCl y NaOH y que se representa así:



Los iones sodio y cloruro aparecen en ambos lados de la reacción, dado que las sales son compuestos iónicos, éstos dos elementos permanecen en el mismo estado iónico y la ecuación iónica neta de esta reacción sería:



Esta reacción es un sistema en equilibrio. El agua es un compuesto que posee poca conductividad eléctrica. La constante de equilibrio de este sistema se expresa:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

2-2 UTILIZAR LAS REGLAS DE NOMENCLATURA PARA NOMBRAR SALES.

Existen sales binarias, ternarias y poliatómicas.

Sales binarias. Estas sales resultan de la reacción de un ácido binario con una base que contenga un solo átomo como porción electropositiva. Ejemplo:



también resultan estas sales de la reacción entre un ácido binario con un óxido metálico. Ejemplo:



el nombre de estas sales se forma agregando el sufijo "uro" a la raíz del nombre del elemento electronegativo y escribiendo a continuación el nombre del elemento electropositivo, si es necesario se escribe enseguida la valencia del elemento electropositivo en números romanos y entre paréntesis. Ejemplos:

NaCl	cloruro de sodio
CaCl ₂	cloruro de calcio
MgBr ₂	bromuro de magnesio
FeCl ₂	cloruro de hierro (II); cloruro ferroso
FeCl ₃	cloruro de hierro (III); cloruro férrico
CuI	yoduro de cobre

Sales ternarias. Estas sales resultan de la reacción entre una base y un ácido para formar un compuesto de tres elementos diferentes y en número variable.

Para representar su fórmula se escribe primero el elemento o grupo de elementos electropositivo y luego el elemento o grupo electronegativo.

Cuando alguno de estos grupos se encuentran repetidos en la molécula, se escribe entre paréntesis, seguido de un subíndice que indica el número de grupos presentes.

Para nombrar las sales ternarias se menciona primero el anión del ácido del cual provienen. El nombre de dicho anión se forma a partir de la raíz del nombre específico del ácido y cambiando por los sufijos "ato" e "ito", a los de los ácidos "ico" y "oso".

Para las sales que provienen de ácidos terminados en "hídrico", su nombre se obtiene utilizando la terminación "uro" igual que en las sales binarias. Ejemplos:

<u>Ácido.</u>	
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico.
H ₃ PO ₃	ácido fosforoso.
HClO	ácido hipocloroso.
HCN	ácido cianhídrico.
<u>Sal.</u>	
CaSO ₄	sulfato de calcio.
Na ₃ PO ₃	fosfito de sodio.
NaClO	Hipoclorito de sodio.

KCN cianuro de potasio.

Sales poliatómicas. Las sales poliatómicas más sencillas se nombran siguiendo las mismas reglas que se usan en las sales ternarias. Ejemplo:

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

Sales poliatómicas ácidas. Se denominan sales ácidas aquellas que se forman a partir de ácidos di o polipróticos al reemplazar parcialmente sus drógenos por cationes.

No porque estas sales se llamen ácidas deben presentar siempre un comportamiento ácido. Si el hidrógeno de una sal ácida no puede ser reemplazado por un catión porque dicho hidrógeno forma parte del anión, la sal no es ácida.

Para nombrar las sales ácidas se utilizan las mismas reglas que para las neutras y posponiendo la palabra hidrógeno. Ejemplo:

NaHSO_4 sulfato de sodio e hidrógeno.

NaHCO_3 carbonato de sodio e hidrógeno
(bicarbonato de sodio).

NaHSO_3 sulfito de sodio e hidrógeno
(bisulfito de sodio).

Sales dobles. Se llaman sales dobles las que provienen de un ácido di o poliprotico en el que los hidrógenos del mismo sean reemplazados por cationes diferentes.

Para nombrarlos se menciona primero el nombre del anión y luego los nombres de los cationes según la fórmula. Si los cationes tienen la misma valencia se escriben en orden decreciente de sus números

atómicos. Si tienen valencias diferentes, se escriben en orden creciente de sus valencias. Ejemplo:

KNaCO_3 carbonato de potasio y sodio.

KMgF_3 fluoruro de potasio y magnesio.

Sales básicas. Son las que tienen dos o más aniones diferentes, uno de los cuales es el anión OH^- ; y se nombran anteponiendo el prefijo hidroxilo al nombre de la sal correspondiente. Ejemplo:

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ hidroxocloruro de magnesio.

$\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{Cl}$ trihidroxocloruro de cobre (II).

Sales hidratadas. Son sales hidratadas aquellas que cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. Su fórmula se representa por la fórmula de la sal, seguida por un punto del número de moléculas de agua y de la fórmula del agua.

Para nombrarlas se menciona el nombre de la sal seguido de la palabra hidrato, antecedita de un prefijo griego que indique el número de las moléculas de agua. Ejemplo:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ sulfato de cobre (II), pentahidrato.

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ sulfato de zinc (II), heptahidrato.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ carbonato de sodio, decahidrato.

2-3 ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS.

Óxidos. Cuando un metal se combina con el oxígeno se forman óxidos a los que también se les llama óxidos básicos.

Para nombrarlos se menciona la palabra óxido seguido del nombre del metal. Ejemplo:

Na_2O	Óxido de sodio.
CaO	Óxido de calcio.
Al_2O_3	Óxido de aluminio.
Fe_2O_3	Óxido de fierro (III).
FeO	Óxido de fierro (II).

Anhídridos. Cuando se combina un no-metal con el oxígeno, se forman óxidos ácidos llamados también anhídridos.

La palabra anhídrido significa ácido sin agua puede decirse también anhídrido. Esto significa que si un anhídrido reacciona con agua, se forma un ácido. Por ejemplo:

SO_2 dióxido de azufre o anhídrido sulfuroso.

$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ (ácido sulfuroso).

SO_3 trióxido de azufre o anhídrido sulfúrico.

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ (ácido sulfúrico).

CO_2 dióxido de carbono o anhídrido carbónico.

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ (ácido carbónico).

Para algunos no-metales, con varias capacidades de valencia, la nomenclatura puede combinarse; por ejemplo, en los casos de nitrógeno y cloro:

Correcto.

Antiguo. Actual correcto.

N ₂ O	Anhídrido hiponitroso	Óxido nitroso	Monóxido de dinitrógeno
(N ₂ O ₂)NO		Óxido nítrico	Monóxido de mononitrógeno
N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso	Trióxido de nitrógeno	Trióxido de dinitrógeno
(N ₂ O ₄)NO ₂	Anhídrido nitrosóni- trico	Dióxido de nitrógeno	Dióxido de mononitrógeno
N ₂ O ₅	Anhídrido nítrico	Pentóxido de nitróge- no	Pentóxido de dinitrógeno
Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	Subóxido de cloro	Monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₂		Monóxido de cloro	Monóxido de monocloro
Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso	Trióxido de cloro	Trióxido de dicloro
Cl ₂ O ₄		Dióxido de cloro	Dióxido de monocloro
Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Pentóxido de cloro	Pentóxido de dicloro
Cl ₂ O ₆		Trióxido de cloro	Trióxido de monocloro
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Heptóxido de cloro	Heptóxido de dicloro

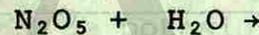
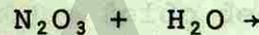
Peróxidos. Cuando dos átomos de oxígeno se combinan entre sí por medio de un enlace covalente, se pueden combinar además con dos átomos monovalentes positivos o con un átomo divalente positivo formando peróxidos. Ejemplo:

H₂O₂ peróxido de hidrógeno.

Na₂O₂ peróxido de sodio.

EJERCICIO.

1.- Completa la reacción y da el nombre al compuesto.



2.- Escribe la fórmula de:

Peróxido de bario. _____

Peróxido de potasio. _____

Peróxido de zinc. _____

Peróxido de litio. _____

3.- Escribe la fórmula de:

Oxido de bario. _____

Oxido de boro. _____

Monóxido de manganeso. _____

Dióxido de manganeso. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Cloruro de plata.
- Cianuro de plata.
- Sulfato ácido de calcio.
- Carbonato ácido de magnesio.
- Sulfato ácido de magnesio.
- Carbonato ácido de calcio.
- Sulfito de sodio.
- Clorato de calcio.
- Fosfato de magnesio.
- Nitrito de sodio.
- Nitrato de amonio.
- Sulfuro de zinc.
- Bromito de sodio.
- Permanganato de potasio.
- Fosfato de amonio.
- Hipoyodito de zinc.
- Sulfuro de cadmio.
- Acido nítrico.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Sulfato de amonio.
- Nitrato de calcio.
- Nitrito de potasio.
- Oxido de sodio.
- Clorato de potasio.
- Hidróxido de sodio.
- Yodato de mercurio II.
- Cianuro de potasio.
- Sulfato de calcio.
- Carbonato ácido de calcio.
- Sulfito de potasio.
- Cromato de potasio.
- Permanganato de potasio.
- Nitrito de galio.
- Fosfito de magnesio.
- Cianuro de amonio.
- Hidróxido de calcio.
- Sulfato de talio III.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Fosfito monácido de sodio.

Cloruro de fierro III.

Hidr6xido de potasio.

Perclorato de potasio.

6xido de bario.

Anh6drido sulf6rico.

Per6xido de bario.

Carbonato de zinc.

Sulfocianuro de potasio.

Clorato de potasio.

6xido de fierro II.

Hipoclorito de calcio.

Bicarbonato de sodio.

Carbonato 6cido de calcio.

Sulfuro de plomo II.

Nitrato de calcio.

Sulfato de cobre II.

6cido clorh6drico.

EJERCICIO.

Escriba las f6rmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato de cobre I.

Nitrito de calcio.

Sulfato 6cido de fierro II.

Permanganato de potasio.

Sulfuro de antimonio III.

Fosfato de calcio.

Hipoclorito de calcio.

Dicromato de potasio.

Nitrato de plata.

Nitrito de amonio.

Cloruro de sodio.

6xido de aluminio.

Hidr6xido de sodio.

Yoduro de mercurio II.

Clorato de potasio.

Carbonato 6cido de calcio.

Hipofosfito de bario.

Per6xido de hidr6geno.

EJERCICIO.

Escriba las f6rmulas de los compuestos siguientes:

Cloruro de potasio.

Bromuro de sodio.

Yoduro de litio.

Sulfuro de calcio.

Nitruro de galio.

Carburo de silicio.

Bromuro de calcio.

Cloruro de aluminio.

Sulfuro de sodio.

Yoduro de magnesio.

Nitruro de bario.

Cloruro de sodio.

Seleniuro de sodio.

Yoduro de zinc.

Sulfuro de cadmio.

Fosfuro de litio.

Cloruro de carbono.

Bromuro de aluminio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Yoduro de fierro II.

Cloruro de sodio.

Seleniuro de calcio.

Cloruro de hidrógeno.

Bromuro de calcio.

Yoduro de silicio.

Cloruro de fierro III.

Sulfuro de fierro III.

Telururo de plata.

Cloruro de germanio IV.

Carburo de calcio.

Bromuro de hidrógeno.

Bromuro de potasio.

Nitruro de calcio.

Fosfuro de sodio.

Cloruro de aluminio.

Tetracloruro de carbono.

Yoduro de magnesio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Cloruro de sodio.

Cloruro de calcio.

Cloruro de aluminio.

Cloruro de plomo IV.

Cloruro de fósforo V.

Cloruro de amonio.

Bromuro de potasio.

Bromuro de magnesio.

Bromuro de fierro III.

Bromuro de germanio IV.

Bromuro de arsénico V.

Bromuro de amonio.

Yoduro de rubidio.

Yoduro de bario.

Yoduro de galio.

Yoduro de estaño IV.

Yoduro de antimonio V.

Yoduro de amonio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Sulfuro de potasio.

Sulfuro de calcio.

Sulfuro de fierro III.

Sulfuro de carbono.

Sulfuro de fósforo V.

Sulfuro potásico.

Sulfuro cálcico.

Sulfuro férrico.

Disulfuro de carbono.

Sulfuro fosfórico.

Sulfuro ferroso.

Sulfuro fosforoso.

Trisulfuro de difierro.

Disulfuro de monocarbono.

Pentasulfuro de difósforo.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Oxido de fierro.

Oxido de fierro II.

Sulfuro de germanio IV.

Sulfuro de germanio II.

Cloruro de plomo IV.

Cloruro de plomo II.

Trióxido de difierro.

Monóxido de monofierro.

Disulfuro de monogermanio.

Monosulfuro de monogermanio.

Tetracloruro de plomo.

Dicloruro de plomo.

Oxido férrico.

Oxido ferroso.

Sulfuro germánico.

Sulfuro germanoso.

Cloruro plúmbico.

Cloruro Plumboso.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Sulfato de sodio.

Carbonato de potasio.

Nitrato de plata.

Manganato de sodio.

Fosfato de litio.

Cromato de potasio.

Sulfito de sodio.

Permanganato de potasio.

Nitrito de plata.

Manganito de sodio.

Fosfito de litio.

Cromito de potasio.

Sulfato de calcio.

Carbonato de calcio.

Nitrato de calcio.

Manganato de calcio.

Fosfato de calcio.

Cromato de calcio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato de sodio.

Nitrito de amonio.

Fosfato de magnesio.

Sulfito de sodio.

Arseniato de amonio.

Clorato de magnesio.

Hipoclorito de sodio.

Nitrato de potasio.

Cromato de rubidio.

Perclorato de potasio.

Manganato de sodio.

Carbonato de aluminio.

Nitrito de bario.

Nitrato de calcio.

Clorato de potasio.

Permanganato de sodio.

Sulfato de bario.

Hidróxido de sodio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato ácido de sodio.

Sulfato ácido de potasio.

Fosfato monácido de sodio.

Clorato de potasio.

Nitruro de magnesio.

Sulfuro de germanio IV.

Cloruro germánico.

Yoduro de fierro II.

Cloruro ferroso.

Óxido de cobre II.

Óxido cúprico.

Carbonato de sodio.

Sulfato de potasio.

Fosfato disódico.

Fosfato monopotásico.

Cloruro de calcio.

Nitruro de sodio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Nitrato de zinc.

Sulfocianuro de potasio.

Carbonato de amonio.

Cromato de potasio.

Clorato de calcio.

Permanganato de sodio.

Nitrito de sodio.

Sulfato de potasio.

Manganato de sodio.

Fosfito de magnesio.

Cloruro de fierro III.

Cianuro de amonio.

Oxido de litio.

Sulfito de sodio.

Hidróxido de amonio.

Anhídrido nitroso.

Hipobromito de bario.

Sulfato de talio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Yodato de mercurio I.

Fosfato de sodio.

Nitrato de plata.

Hidróxido de potasio.

Carbonato de calcio.

Cianuro de cerio IV.

Nitrito de calcio.

Sulfuro de cadmio.

Anhídrido carbónico.

Ácido fosfórico.

Hidróxido de sodio.

Yoduro de estroncio.

Hipoclorito de calcio.

Anhídrido fosfórico.

Cromato de potasio.

Permanganato de potasio.

Hidróxido de calcio.

Carbonato ácido de sodio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Fosfito monoácido de sodio.

Cloruro de fierro III.

Hidróxido de potasio.

Perclorato de potasio.

Oxido de vario.

Peróxido de bario.

Carbonato de calcio.

Carbonato ácido del calcio.

Sulfuro de plomo II.

Nitrato de plata.

Sulfato de cobre II.

Ácido clorhídrico.

Anhídrido sulfuroso.

Cianuro de potasio.

Clorato de potasio.

Oxido de fierro II.

Hipoclorito de sodio.

Sulfocianuro de potasio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Nitrito de sodio.

Carbonato de potasio.

Sulfuro de calcio.

Dicromato de amonio.

Manganato de bario.

Hidróxido de potasio.

Yoduro de mercurio II.

Nitrato de potasio.

Sulfato de sodio.

Clorato de potasio.

Oxido de bario.

Peróxido de bario.

Arseniato de potasio.

Sulfuro de arsénico III.

Sulfato de plomo II.

Hidróxido de aluminio.

Anhídrido nitroso.

Carbonato de sodio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Ácido clorhídrico.

Nitruro de calcio.

Permanganato de fierro III.

Hipoclorito de sodio.

Sulfuro de fierro II.

Sulfito de bario.

Hipofosfito de fierro II.

Sulfito de sodio.

Peróxido de sodio.

Sulfuro de magnesio.

Carbonato de fierro II.

Sulfato ácido de calcio.

Carburo de aluminio.

Nitrato de calcio.

Hidruro de sodio.

Sulfuro ferroso.

Fosfito de potasio.

Oxido de hidrógeno.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato de potasio.

Nitrato de bario.

Clorato de sodio.

Hipofosfito de litio.

Peryodato de magnesio.

Cromato de potasio.

Nitrito de sodio.

Sulfato de potasio.

Manganato de zinc.

Fosfato de magnesio.

Cloruro de fierro III.

Cloruro de fierro II.

Bromuro de calcio.

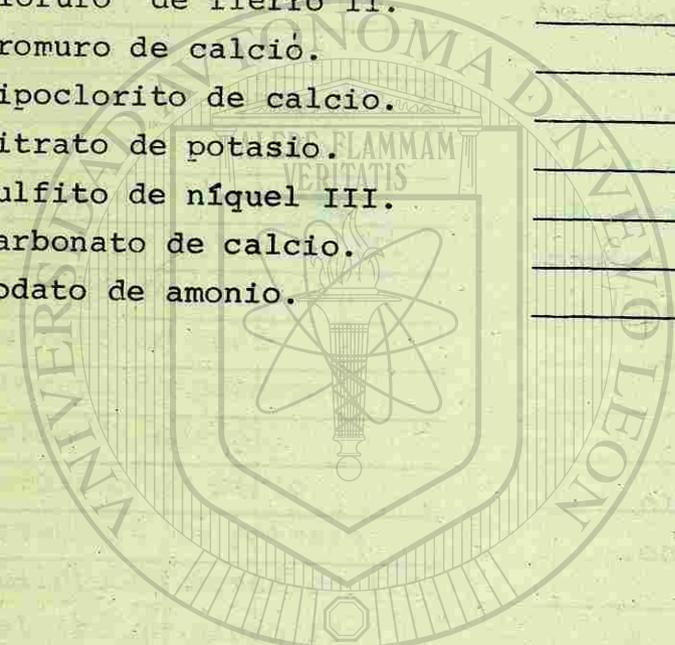
Hipoclorito de calcio.

Nitrato de potasio.

Sulfito de níquel III.

Carbonato de calcio.

Yodato de amonio.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

EJERCICIO.

CO ₃	1	5	9	13	17	21
HCO ₃	2	6	10	14	18	22
SO ₄	3	7	11	15	19	23
HSO ₄	4	8	12	16	20	24

NO ₃	1	5	9	13	17	21
NO ₂	2	6	10	14	18	22
HSO ₄	3	7	11	15	19	23
HCO ₃	4	8	12	16	20	24

	K	Mg	NH ₄	H	Ca	Al
HCrO ₄	1	5	9	13	17	21
-CrO ₄	2	6	10	14	18	22
MnO ₄ ¹⁻	3	7	11	15	19	23
MnO ₄ ²⁻	4	8	12	16	20	24

	Na	Ca	NH ₄	Ba	H	Al
PO ₄ ³⁻	1	5	9	13	17	21
SO ₄ ²⁻	2	6	10	14	18	22
ClO ₃ ⁻	3	7	11	15	19	23
ClO ₂ ⁻	4	8	12	16	20	24

	H	Al	Ba	Sn ^{IV}	Sn ^{II}	Li
ClO ₁ ¹⁻	1	5	9	13	17	21
ClO ₁ ¹⁻	2	6	10	14	18	22
CrO ₄ ²⁻	3	7	11	15	19	23
Cr ₂ O ₇ ²⁻	4	8	12	16	20	24

	K	Mg	Al	Na	Ca	Ga
H ₂ Se	1	5	9	13	17	21
HBr	2	6	10	14	18	22
H ₃ P	3	7	11	15	19	23
H ₂ S	4	8	12	16	20	24

	Mg	Li	Fe	Fe	Al	Na
H ₂ N	1	5	9	13	17	21
H ₂ S	2	6	10	14	18	22
HF	3	7	11	15	19	23
H ₂ Te	4	8	12	16	20	24

	Cu ^I	Cu ^{II}	Au ^I	Au ^{III}	Ni ^{II}	Ni ^{III}
HCl	1	5	9	13	17	21
H ₂ S	2	6	10	14	18	22
H ₃ P	3	7	11	15	19	23
HI	4	8	12	16	20	24

	Rb	Ca	K	Al	Mg	Na
HBr	1	5	9	13	17	21
H ₃ N	2	6	10	14	18	22
H ₂	3	7	11	15	19	23
H ₃ P	4	8	12	16	20	24

	Ca	Rb	Al	Ni ^{II}	Ni ^{III}	K
H ₃ N	1	5	9	13	17	21
HF	2	6	10	14	18	22
H ₂ Te	3	7	11	15	19	23
H ₃ P	4	8	12	16	20	24

48

	Mg	Li	Cu ²⁺	Cu ⁺	Au ³⁺	Pb ²⁺
HNO ₂	1	5	9	13	17	21
H ₂ SO ₄	2	6	10	14	18	22
H ₃ PO ₄	3	7	11	15	19	23
HNO ₃	4	8	12	16	20	24

49

	K	Ca	Na	Tl	Mg	Mn ^{II}
HClO	1	5	9	13	17	21
H ₂ SO ₄	2	6	10	14	18	22
HIO ₃	3	7	11	15	19	23
H ₂ AsO ₂	4	8	12	16	20	24

	Na	Ca	NH ₄	Ba	H	Al
SO ₃ ⁻	1	5	9	13	17	21
NO ₃ ⁻	2	6	10	14	18	22
CO ₃ ⁼	3	7	11	15	19	23
NO ₂ ⁻	4	8	12	16	20	24

	HNO ₃	HNO ₂	H ₂ SeO ₄	H ₂ SeO ₃	H ₂ AsO ₄	H ₂ AsO ₃	H ₂ AsO ₂
Mg	1	5	9	13	17	21	
K	2	6	10	14	18	22	
Fe ^{II}	3	7	11	15	19	23	
Fe ^{III}	4	8	12	16	20	24	

	H ₂ CO ₃	HI	H ₂ AsO ₄	H ₂ S	HMnO ₄	H ₂ MnO ₄
Rb	1	5	9	13	17	21
Sn	2	6	10	14	18	22
Cu ^I	3	7	11	15	19	23
Cu ^{II}	4	8	12	16	20	24

	HCl	H ₂ SO ₄	H ₂ N	H ₂ CrO ₄	H ₂ Cr ₂ O ₇	H ₂ S
K	1	5	9	13	17	21
Cd	2	6	10	14	18	22
Al	3	7	11	15	19	23
Sn ^{II}	4	8	12	16	20	24

	HBrO	H ₂ CO ₃	H ₂ PO ₄	HI	H ₂ MnO ₄	H ₂ PO ₄ deshydrat.
Cr ^{VI}	1	5	9	13	17	21
Na	2	6	10	14	18	22
Ba	3	7	11	15	19	23
NH ₄	4	8	12	16	20	24

	Na	Mg	H	Al	K	Ca
S	1	5	9	13	17	21
CN	2	6	10	14	18	22
O	3	7	11	15	19	23
CNO	4	8	12	16	20	24

	NH ₃	B	Li	Sr	Zn	H
OH	1	5	9	13	17	21
Te	2	6	10	14	18	22
P	3	7	11	15	19	23
Cl	4	8	12	16	20	24

	H	Na	Fe ^{III}	Sn ^{IV}	Ca	K
I	1	5	9	13	17	21
Se	2	6	10	14	18	22
SCN	3	7	11	15	19	23
N	4	8	12	16	20	24

	Rb	Cd	Hg ^I	Pb ^{II}	Fe ^{III}	Ni ^{II}
Cl	1	5	9	13	17	21
C	2	6	10	14	18	22
Br	3	7	11	15	19	23
S	4	8	12	16	20	24



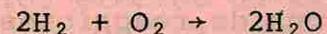
LIBRO ALQUILADO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL

2o. SEMESTRE. Q U Í M I C A. UNIDAD III.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

Cuando se reemplazan las imágenes de las moléculas que intervienen en una reacción química por sus fórmulas, el resultado es una ecuación química. Así, por ejemplo, tenemos que la ecuación para la síntesis del agua se escribe:



Para escribir o interpretar correctamente tales ecuaciones es preciso conocer previamente una serie de reglas y convenios. Aunque en apariencia estas ecuaciones y los símbolos que se utilizan en ellas son semejantes a los usados en matemáticas, existen diferencias sustanciales; concretamente, las fórmulas químicas de las sustancias que reaccionan se escriben siempre en la parte izquierda de la ecuación, mientras que los productos resultantes se escriben del lado derecho. Además, el signo de la suma (+) no significa necesariamente adición en el sentido matemático y la flecha por otro lado, indica el sentido en que se verifica la reacción.

Una ecuación correctamente escrita indica que debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, es decir, que la ecuación debe estar equilibrada o ajustada. Esta condición es consecuencia de una ley fundamental de la química, según la cual en una reacción química, la materia no se crea ni se destruye.

OBJETIVOS.

Al terminar la presente unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir, así como diferenciar entre sí, los términos:
 - a) Reacción química. b) Ecuación química.
- 2.- Representar las reacciones químicas por medio de ecuaciones.
- 3.- Explicar en qué consisten cada una de las siguientes tipos de reacciones:
 - a) De neutralización.
 - b) Endotérmicas.
 - c) Exotérmicas.
 - d) De oxidación.
 - e) De reducción.
- 4.- Definir, así como diferenciar entre sí, los términos:
 - a) Reactivos. b) Productos.en una reacción química.
- 5.- Diferenciar los significados de los términos:
 - a) Cinética química. b) Termodinámica.
- 6.- Mencionar cuando menos 3 de las técnicas usadas para la medición de las velocidades de reacción.
- 7.- Identificar el paso que determina la velocidad de una reacción cuando ésta está dada en varios pasos.
el más lento

- 8.- Explicar la importancia de las colisiones moleculares en la ejecución de una reacción química.
- 9.- Definir y explicar la importancia de los mecanismos de reacción.
- 10.- Diferenciar, así como reconocer la expresión de la ley de la velocidad de reacción.
- 11.- Explicar la relación que hay entre las rupturas de enlace y la velocidad de una reacción.
- 12.- Explicar los efectos de la temperatura y la concentración de los reaccionantes en la velocidad de reacción.
- 13.- Definir a qué llamamos umbral de energía.
- 14.- Explicar la teoría del complejo activado.
- 15.- Explicar la importancia del uso de catalizadores en una reacción, así como diferenciar entre catalizadores heterogéneos y homogéneos.
- 16.- Definir el término quimioadsorción.
- 17.- Explicar el concepto: enzima.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

- 1.- Leer íntegramente el capítulo 2.
- 2.- Practicar la escritura de ecuaciones químicas que tu maestro exponga en el salón de clase.

REQUISITO.

Para esta unidad tu maestro te pedirá que realices un trabajo, el cual le entregarás un día antes de la evaluación, de lo contrario no tendrás derecho a examen.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPÍTULO III.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

3-1 FÓRMULAS QUÍMICAS.

Para poder comprender la química, es absolutamente indispensable que el alumno conozca, en primer instancia, los símbolos que representan a los elementos como ya se vio en el primer capítulo del curso de primer semestre. Posterior a esto y a otros conocimientos básicos que ya se han proporcionado a los alumnos en capítulos anteriores, el siguiente paso consiste en que el alumno identifique una fórmula química.

Si bien un símbolo representa a un átomo de determinado elemento, una fórmula representa una molécula de un compuesto*. Por lo tanto, una fórmula de un compuesto estará formada por los símbolos de los elementos que dan lugar a la formación de dicha molécula, y además, contarán con números pequeños colocados a la derecha en forma de subíndices que a su vez indicarán la proporción en que están combinados estos elementos para formar ese compuesto. En el caso de que sólo se encuentre un átomo de un elemento en la molécula, se debe sobreentender que le corresponde el número 1, pero éste se omite. El ejemplo universal del agua hará más fácil entender lo anterior.

*Consultar en el libro de primer semestre las definiciones de átomo y molécula.

El agua se representa por la fórmula H_2O . Desglosando lo expuesto, primero nos damos cuenta que los elementos que forman el agua son el hidrógeno y el oxígeno. Seguidamente observamos que en dicha fórmula existen 2 átomos de hidrógeno y uno solo de oxígeno. En algunos casos nos encontraremos con fórmulas que contienen paréntesis, por ejemplo $Cu(NO_3)_2$. En estos casos, el número de abajo y a la derecha del paréntesis estará multiplicando a todos los elementos que se encuentren dentro del paréntesis.

3-2 NÚMEROS DE OXIDACIÓN.

Para que se facilite el reconocer las fórmulas de los compuestos, así como relacionar algunas propiedades químicas, es muy útil emplear el sistema de número de oxidación. Este sistema se desarrolla basándose en:

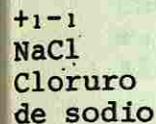
- a) La composición de los compuestos.
- b) Las electronegatividades relativas de los elementos que forman a los compuestos.
- c) En otras reglas arbitrarias tales como:
 1. El estado de oxidación de un elemento que no está combinado es cero.
 2. Ya en un compuesto, los elementos más electronegativos poseen estados de oxidación negativos, mientras que los menos electronegativos poseen estados de oxidación positivos.
 3. En una fórmula ya completa de cualquier compuesto, la suma de los estados de oxidación positivos es igual a la suma de los estados de oxidación negativos, o en otras palabras, los estados de oxidación positivos

y negativos deberán estar equilibrados.

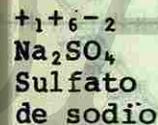
A continuación, exponemos algunos ejemplos en donde se muestran los estados de oxidación de algunos elementos cuando se combinan para formar compuestos.



El oxígeno actúa con un estado de oxidación de -2 y el hidrógeno con +1, pero al existir 2 átomos de hidrógeno los estados de oxidación se equilibran.



En esta caso, claramente se observa que el cloro posee un estado de oxidación de -1 y el sodio de +1, por lo tanto, la proporción es 1 a 1 y no se necesitan subíndices (o sea que un átomo de sodio se combina con uno de cloro).



Aquí, como siempre, el oxígeno posee un estado de oxidación de -2, pero como éste posee un subíndice 4, significa que en esta fórmula hay 4 átomos de oxígeno presentes y al poseer cada uno un estado de oxidación de -2, los estados de oxidación negativos serán de $4 \times -2 = -8$.

En la misma fórmula existen 2 átomos de sodio, cada uno con un estado de oxidación de +1 lo que da un total de +2 por lo que el azufre, que posee un solo átomo, deberá poseer un estado de oxidación de +6 para que los estados de oxidación positivos sumen $+2$ y $+6 = +8$ y así se equilibren los -8.