

QUIMICA 2

Anaranjado
de metilo

Fenolftaleína

Tartrazol

Acido



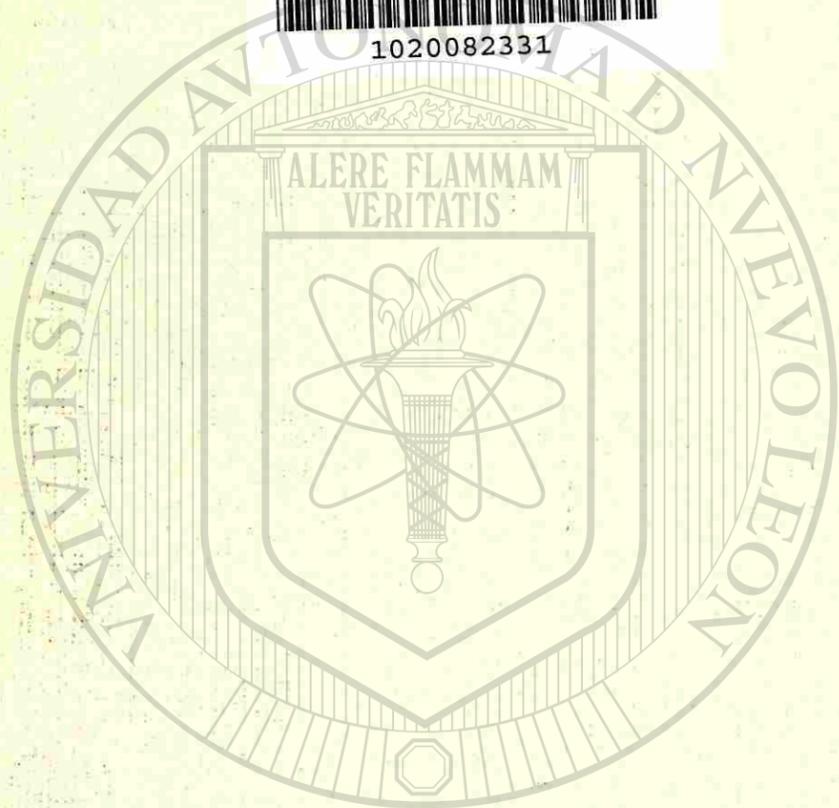
Base



QD1
.2
S2



1020082331



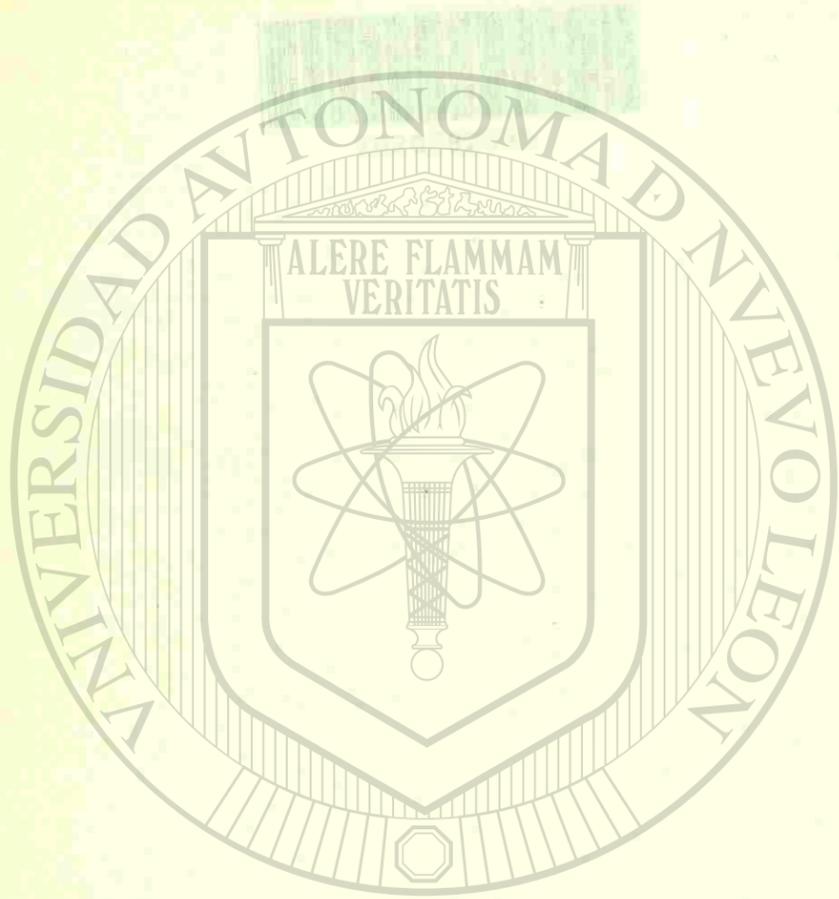
UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

GA RCHERZ MARTINEZ
DE ACADEMIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN - 2
ESCUELA PREPARATORIA NÚM. 16
SECRETARÍA GENERAL

UNIDAD I ...
UNIDAD II ...
UNIDAD III ... 90
LABORATORIO ... 122

QUIMICA INORGANICA
SEGUNDO SEMESTRE

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS LIC. SYLVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
JEFE DE ACADEMIA

Queda prohibida la reproducción parcial o total por cualquier medio, de este texto, sin autorización del autor. ®

Reservados todos los derechos. Impreso en México.

QD151

12

S2

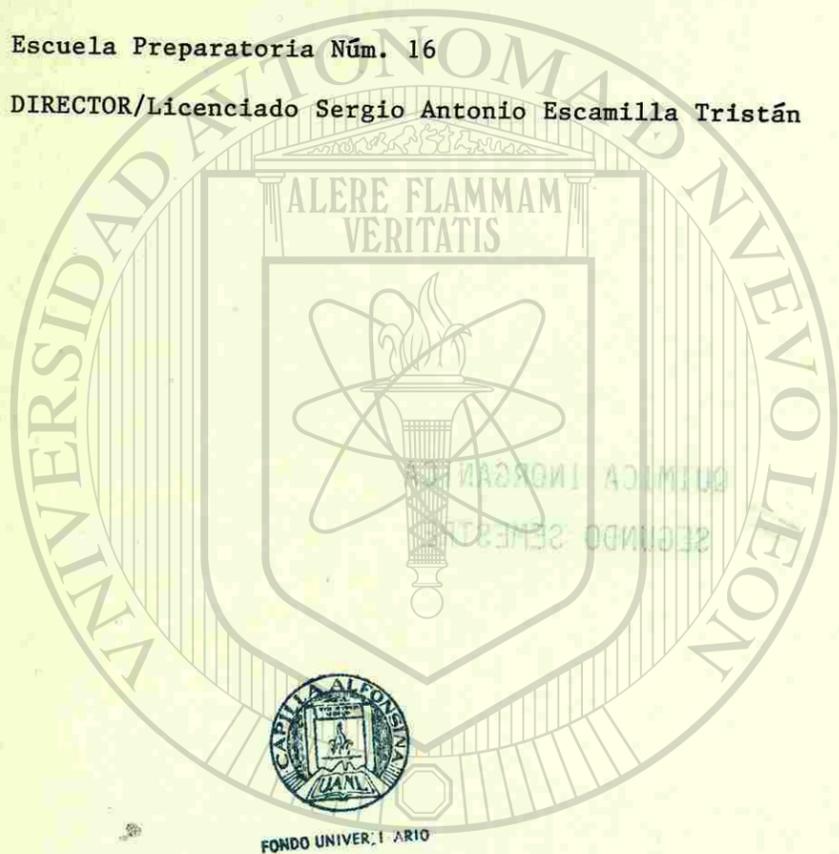
UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

RECTOR/Ingeniero Gregorio Farías Longoria

SECRETARIO GENERAL/Ingeniero Lorenzo Vela Peña

Escuela Preparatoria Núm. 16

DIRECTOR/Licenciado Sergio Antonio Escamilla Tristán



36818

Queda prohibida la reproducción parcial o total, por cualquier medio, de este texto, sin autorización del autor.

Primera edición, 1989

Reservados todos los derechos. Impreso en México.

INDICE

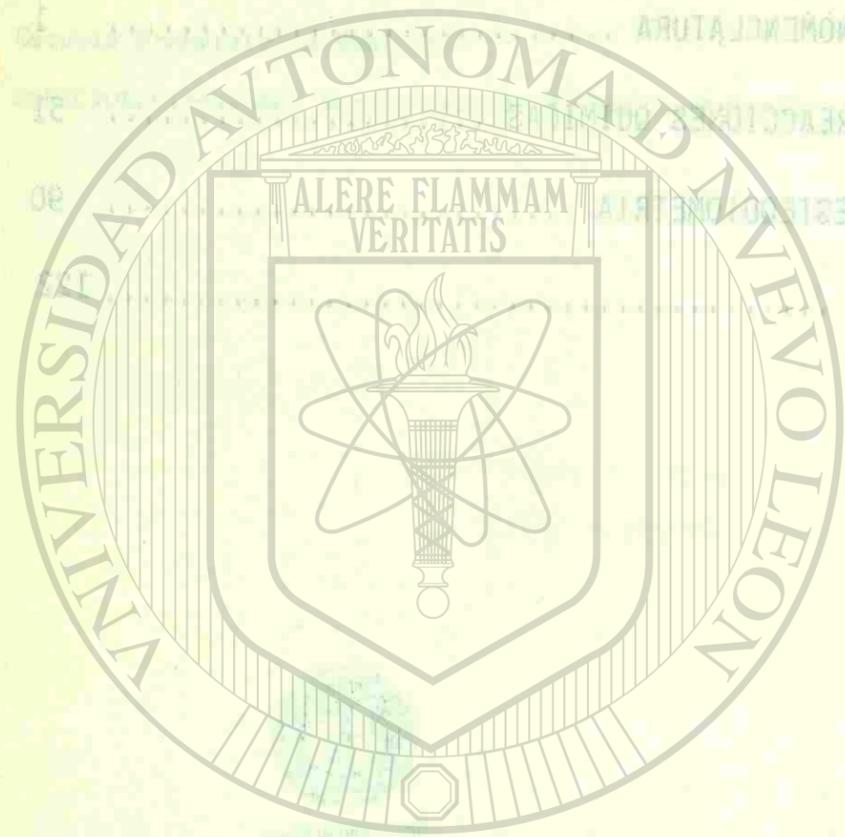
UNIDAD I	NOMENCLATURA	1
UNIDAD II	REACCIONES QUIMICAS	51
UNIDAD III	ESTEQUIOMETRIA	90
LABORATORIO	122

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



INTRODUCCION

La finalidad de este folleto es servir como material de apoyo al programa de Química II a nivel preparatoria en la Universidad Autónoma de Nuevo León. En él se desarrolla el contenido de todos y cada uno de los objetivos del programa aprobado.

Este folleto de química es una fuente valiosa de información para todos los estudiantes de preparatoria a quienes ofrece los conocimientos en una presentación sumamente práctica.

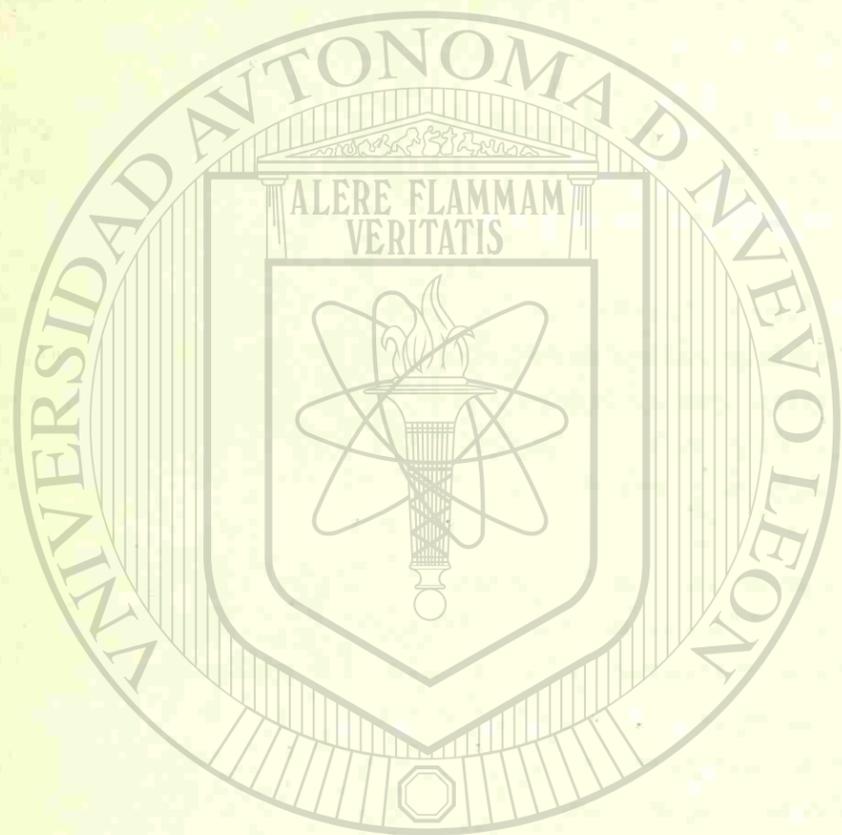
Las Técnicas para la resolución de problemas y los ejercicios y problemas de ejemplo ofrecen amplias oportunidades para desarrollar el dominio general en campos diversos tales como la escritura y balanceo de ecuaciones, la escritura correcta de las fórmulas y las técnicas para resolver problemas relacionados, dentro del campo de la Química.

Las características de este folleto son que el alumno alcance a obtener un efecto de conocimiento y reconocimiento con respecto al programa de Química II. Donde el alumno utilizará estrategias de lectura para que relacione el contenido de los diferentes temas de cada unidad entre sí, para que al final del curso tenga una visión del conjunto, donde este contenido es la base fundamental para continuar el estudio de la ciencia en el curso de Química III.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

UNIDAD I

NOMENCLATURA

DEFINICION DEL CONCEPTO DE NOMENCLATURA

Se denomina Nomenclatura a un sistema de nombres establecidos según reglas fijadas de común acuerdo entre quienes las utilizan.

También se denomina como un conjunto de reglas por las cuales se rigen los nombres de compuestos químicos.

En química, al igual que en otras ciencias, la necesidad de una nomenclatura general se hizo sentir en cuanto aumentó el número de compuestos conocidos, y al mismo tiempo aumentaba el número de químicos en los diferentes países del mundo. En efecto, para facilitar la comunicación entre los químicos es indispensable que se mencione un mismo compuesto con el mismo nombre; si no se cumple con este requisito, no habrá entendimiento ni intercambio posible.

Imaginemos las situaciones que resultarían si para nombrar al mismo compuesto se utilizaran cuatro o cinco nombres diferentes; dos o más personas podrían hablar del mismo compuesto sin saberlo y la confusión sería grande.

De aquí resulta la necesidad de establecer un sistema definido, uniforme y aceptable para nombrar las sustancias químicas.

DESARROLLO HISTORICO DE LA NOMENCLATURA

Conforme se fue desarrollando la química y se descubrieron los diferentes elementos, se empezaron a establecer las semejanzas entre las sustancias que contienen los mismos elementos en proporciones diferentes. Fue en esta época, a fines del siglo XVIII, en que se realizaron los primeros intentos de sistematización de nomenclatura, destacándose en esta labor químicos como Lavoisier y posteriormente Berzelius.

A mediados del siglo XIX, cuando ya se conocía un gran número de elementos, cada uno con su símbolo representativo, Mendeleev propuso su tabla periódica que permitió clasificar a los elementos en grupos homogéneos. Esto fue lo que dio un verdadero impulso hacia la elaboración de un sistema de nomenclatura para que fuera adoptado por todos los químicos.

Con el avance de los medios de comunicación que caracterizó a los principios del siglo XX, los químicos llegaron a reunirse con mayor frecuencia. De sus numerosos intercambios científicos concluyeron la necesidad de establecer un sistema que permitiera uniformar la nomenclatura de los compuestos químicos, que se iban haciendo cada vez más numerosos.

Por medio de la Unión Internacional de Química, que agrupa a los químicos de todo el mundo, se formaron comisiones encargadas de proponer reglas de nomenclatura aceptables por todos. Desde 1921 a la fecha, dichas comisiones han trabajado de manera continua para establecer y luego mejorar y completar lo que hoy se conoce como las reglas internacionales de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.) por su denominación en inglés, International Union of Pure and Applied Chemistry.

USOS Y APLICACIONES DE LA NOMENCLATURA

El sistema desarrollado y conocido como nomenclatura I.U.P.A.C., está en estudio continuo con el fin de adaptarlo a los compuestos descubiertos cada año.

Por sus usos y aplicaciones en esta unidad se mostrará que es un útil sistema que permite tener un lenguaje común entre los químicos.

Además presenta la gran ventaja de ser explícito, es decir, que es fácil de escribir una fórmula conociendo el nombre del compuesto, o inversamente, dar un nombre a un compuesto conociendo su fórmula.

La base de la nomenclatura de los compuestos químicos reside necesariamente en los nombres de los elementos que constituyen dichos compuestos. Por otra parte, la expresión gráfica de un compuesto por medio de una fórmula es función de los símbolos de los elementos que lo constituyen.

DEFINICIONES IMPORTANTES

Elemento:

Un elemento es aquella sustancia pura que no puede ser dividida químicamente en otra sustancia más simple.

Existen 92 elementos naturales y 11 artificiales de características definidas, que se conocen como "transuránidos". Cada uno de los elementos se representa mediante un símbolo que a veces consta de una letra mayúscula que es la primera del nombre original que se le atribuyó, y otras veces de dos letras tomadas del nombre original, que no son necesariamente las primeras, a fin de evitar confusiones que podrían resultar cuando los nombres de varios elementos comienzan con la misma letra; por ejemplo: aluminio, arsénico, argón, etc., en este caso se escribe la segunda letra con minúscula.

Símbolo:

El símbolo de un elemento es la letra o grupo de dos letras que representa a un elemento.

Número atómico:

El número atómico de un elemento es igual al número de protones presentes en el núcleo del átomo de dicho elemento.

Valencia:

La valencia de un átomo es su capacidad de combinación con otros elementos.

Nomenclatura:

Es un conjunto de reglas por las cuales se rigen los nombres de los compuestos químicos.

Nomenclatura:

A un sistema de nombres establecidos según reglas fijadas de común acuerdo entre quienes las utilizan.

Compuesto:

Sustancia formada por la unión química de dos o más elementos, en donde los elementos pierden sus propiedades físicas y químicas que tenían en forma individual.

Molécula:

Mínima cantidad de materia que puede haber de un compuesto.

Fórmula:

Conjunto de símbolos que representan qué elementos y en qué proporción intervienen éstos, para formar un compuesto. Cada fórmula representa una molécula de sustancia.

Ión:

Son átomos que han ganado o perdido e⁻, por lo tanto tendrán carga eléctrica positiva o negativa.

Para escribir en un solo símbolo el mayor número posible de información relativa a un elemento se utiliza la representación siguiente:



en donde en el lugar de a se indica el número atómico, en el lugar de b el número de masa, en c la carga iónica y en d el número de los átomos.

Así, por ejemplo, el ion peróxido se representa en la forma siguiente:



CLASIFICACION DE LOS IONES

a) Iones Monoatómicos (sencillos): Es un átomo que ha perdido o ganado uno o varios electrones.

1) Cationes: Átomos que han perdido electrones y por lo tanto poseen carga eléctrica positiva.

2) Aniones: Átomos que han ganado electrones y por lo tanto poseen carga eléctrica negativa.

Los elementos electropositivos tienden a ceder electrones para formar cationes, y los elementos electronegativos tienden a aceptar electrones para formar aniones.

La electropositividad o la electronegatividad de un elemento depende de su estructura electrónica y generalmente se puede deducir aplicando la regla del octeto.

La fórmula de un ión monoatómico se establece de la siguiente manera:

- Se escribe el símbolo del elemento.
- En la parte superior y a la derecha se coloca el signo + (catión) o - (anión).
- Si la carga del ion es mayor que 1, se escribe el número de electrones perdidos o ganados antes del signo.

Ejemplos:

- El sodio (Na) forma un catión al ceder un electrón. Se representa: Na^+
- El calcio (Ca) forma un catión al ceder dos electrones. Se representa Ca^{2+}
- El cloro (Cl) forma un anión al aceptar un electrón. Se representa Cl^- .
- El oxígeno (O) forma un anión al aceptar dos electrones. Se representa: O^{2-}

b) Iones Poliatómicos (Radicales): Son los iones que constan de 2 o más átomos con carga positiva o negativa neta en el Ión.

1) Cationes Poliatómicos: son grupos de átomos que siempre se mantienen juntos en la mayoría de las reacciones químicas y se les considera, por ello, como una unidad, donde son radicales monovalentes con carga neta positiva.

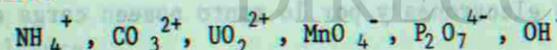
Ejemplos: $(\text{NH}_4)^{+1}$ Ión Amonia.
 $(\text{PH}_4)^{+1}$ Ión Fosfonio.
 $(\text{CH}_3)^{+1}$ Ión Carbonio.

2) Aniones Poliatómicos: son grupos de átomos que siempre se mantienen juntos con carga neta negativa. Se clasifican en base a los átomos de oxígeno presentes en el radical.

Sus fórmulas se establecen de la forma siguiente:

- Se escriben los elementos en el orden convencional.
- Se escribe el índice representativo abajo y a la derecha de cada elemento siempre y cuando éste sea mayor que 1.
- Se escribe arriba y a la derecha de la fórmula del grupo el signo de la carga eléctrica antecedido por el valor numérico de ésta, si dicho valor numérico es mayor que 1.

Ejemplos:



El caso de OH^- es una excepción.

REGLAS PARA NOMBRAR IONES MONOATOMICOS

a) Cationes: se nombran usando el nombre del elemento antecedido de la palabra Ión.

Regla: Ión + Nombre del elemento

Para el caso de los elementos que presentan más de dos estados de oxidación (elementos del Grupo "B", IV al VII A) el nombre del Ión se forma:

1. Nomenclatura Stock.

Regla: Ión más nombre del elemento y entre paréntesis en números romanos la valencia o número de oxidación del elemento.

2. Regla: Ión + Raíz del nombre del catión + terminación "oso" cuando presenta la menor valencia, "ico" cuando presenta la mayor valencia.

b) Aniones: se nombran utilizando la palabra Ión + Raíz del elemento + terminación "URO".
 (a excepción del Oxígeno con valencia (-2) cuyo nombre es Ión óxido).

Regla: Ión + Raíz del nombre + Terminación "URO" del elemento.

TABLA DE LOS PRINCIPALES CATIONES

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H^+	ion hidrógeno (protón)	Ni^{2+}	ion níquel (II)
H_3O^+	ion hidronio (oxonio)	Sn^{2+}	ion estaño (II) (estanoso)
NH_4^+	ion amonio	Co^{2+}	ion cobalto (II)
PH_4^+	ion fosfonio	Mn^{2+}	ion manganeso (II)
AsH_4^+	ion arsenio	Zn^{2+}	ion zinc
SO_3H^+	ion sulfonio	Ba^{2+}	ion bario
Na^+	ion sodio	Sr^{2+}	ion estroncio
Li^+	ion litio	Al^{3+}	ion aluminio
K^+	ion potasio	Fe^{3+}	ion hierro (III) (férrico)
Ag^+	ion plata	Bi^{3+}	ion bismuto (III)
Cu^+	ion cobre (I) (cuproso)	As^{3+}	ion arsénico (III) (arsenosos)
Hg^+	ion mercurio (I) (mercuroso)	Sb^{3+}	ion antimonio (III)
Ca^{2+}	ion calcio	Ni^{3+}	ion níquel (III)
Mg^{2+}	ion magnesio	Co^{3+}	ion cobalto (III)
Pb^{2+}	ion plomo (II)	Mn^{4+}	ion manganeso (IV)
Hg^{2+}	ion mercurio (II) (mercúrico)	Cr^{3+}	ion cromo (III)
Fe^{2+}	ion hierro (II) (ferroso)	Sn^{4+}	ion estaño (IV)
Cd^{2+}	ion cadmio	As^{5+}	ion arsénico (V)
Cu^{2+}	ion cobre (II) (cúprico)	Sb^{5+}	ion antimonio (V)

REGLAS PARA NOMBRAR IONES POLIATOMICOS

a) Cationes Poliatómicos o Radicales positivos o Iones no metálicos positivos siempre terminan en "onio".

b) Aniones Poliatómicos o Radicales negativos: aquí depende del grado de oxidación.

1. Iones Poliatómicos con 1 grado de oxidación:

(OH)⁻¹ Ión Hidroxilo - Ión Oxhidrilo

(CO₃)⁻² Ión Carbonato

(MnO₄)⁻¹ Ión Permanganato

2. Iones Poliatómicos con 2 grados de oxidación:

a) Elementos del grupo V A (N, P, As, etc.), presentan valencia +3, +5, al combinarse con el oxígeno para formar el Ión se comportan como cationes, la terminación "ito" o "ato" depende de su número de oxidación o valencia y del número de átomos de oxígeno.

(N⁺³ O₂⁻²)⁻¹ Ión Nitrito

(N⁺⁵ O₃⁻²)⁻¹ Ión Nitrato

(P⁺³ O₃⁻²)⁻³ Ión Fosfito

(P⁺⁵ O₄⁻²)⁻³ Ión Fosfato

b) Elementos del grupo VI A (S, Se, etc.), presentan valencia +4, +6, al combinarse con el oxígeno para formar el Ión se comportan como cationes, la terminación "ito" o "ato" depende de su número de oxidación o valencia y del número de átomos de oxígeno.

(S⁺⁴ O₃⁻²)⁻² Ión Sulfito

(S⁺⁶ O₄⁻²)⁻² Ión Sulfato

3. Iones Poliatómicos con 4 grados de oxidación.

Estos los presentan los elementos del grupo VII A (F, Cl, Br, I), presentan valencia +1, +3, +5, +7, al combinarse con el oxígeno, la terminación "ito" o "ato" y los prefijos "Hipo" o "Per" dependen de su número de oxidación y del número de átomos de oxígeno.

(Cl⁺¹ O₂⁻²)⁻¹ Ión Hipo clorito (Br⁺¹ O₂⁻²)⁻¹ Ión Hipo bromito

(Cl⁺³ O₂⁻²)⁻¹ Ión Clorito (Br⁺³ O₂⁻²)⁻¹ Ión Bromito

(Cl⁺⁵ O₃⁻²)⁻¹ Ión Clorato (Br⁺⁵ O₃⁻²)⁻¹ Ión Bromato

(Cl⁺⁷ O₄⁻²)⁻¹ Ión Per clorato (Br⁺⁷ O₄⁻²)⁻¹ Ión Per bromato

4. Iones Poliatómicos que no contienen oxígeno.

Aquí el Radical Cianuro (CN)⁻¹, monovalente negativo, se comporta como un solo elemento en forma de anión monoatómico por lo que presenta la terminación "URO"

TABLA DE LOS PRINCIPALES ANIONES

FORMULA	NOMBRE	FORMULA	NOMBRE
H ⁻	Ión hidruro	PO ₄ ³⁻	Ión fosfato
F ⁻	Ión fluoruro	ASO ₃ ³⁻	Ión arsenito
Cl ⁻	Ión cloruro	SO ₃ ²⁻	Ión sulfito
Br ⁻	Ión bromuro	SO ₄ ²⁻	Ión sulfato
I ⁻	Ión yoduro	CrO ₄ ²⁻	Ión cromato
N ³⁻	Ión nitruro	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Ión dicromato
OH ⁻	Ión hidróxido	ClO ₄ ⁻	Ión perclorato
O ₂ ¹⁻	Ión peróxido	ClO ₃ ⁻	Ión clorato
S ²⁻	Ión sulfuro	ClO ₂ ⁻	Ión clorito
S ₂ ²⁻	Ión disulfuro	ClO ⁻	Ión hipoclorito
CN ⁻	Ión cianuro	IO ₄ ⁻	Ión peryodato
C ²⁻	Ión acetiluro	MnO ₄ ⁻	Ión permanganato
NO ₂ ⁻	Ión nitrito	CO ₃ ²⁻	Ión carbonato
NO ₃ ⁻	Ión nitrato	S ₂ O ₃ ²⁻	Ión tiosulfato
PO ₃ ³⁻	Ión fosfito	SCN ⁻¹	Ión Tiocianato

MOLECULAS SENCILLAS

Moléculas sencillas.

Las moléculas sencillas son aquellas que se forman por un átomo o por la asociación de átomos de un solo tipo en número variable.

De acuerdo con la definición anterior, la fórmula de una molécula sencilla consta del símbolo de un solo elemento; pero para diferenciarla de la fórmula del elemento se indica el número de átomos asociados para formar la molécula, mediante un índice que se anota a la derecha y abajo del símbolo.

Ejemplos:

El elemento oxígeno se escribe O .

La molécula de oxígeno se escribe O_2 .

La molécula de ozono se escribe O_3 .

El elemento cloro se escribe Cl .

La molécula de cloro se escribe Cl_2 .

Cuando el índice es 1, éste no se indica. Generalmente las moléculas de los metales, de los gases nobles, así como de algunos elementos no metálicos que no son gaseosos en condiciones normales, son moléculas monoatómicas.

Ejemplos:

El elemento sodio se escribe Na

La molécula de sodio se escribe Na

MOLECULAS COMPUESTAS

Moléculas compuestas.

Las moléculas compuestas son aquellas formadas por la asociación de átomos de diferentes tipos en proporciones variables sencillas y enteras.

Existen aproximadamente 105 elementos conocidos, pero se pueden combinar entre ellos para formar un número casi limitado de moléculas compuestas.

No son posibles todas las combinaciones entre los elementos, sino únicamente las que cumplen con ciertas reglas básicas.

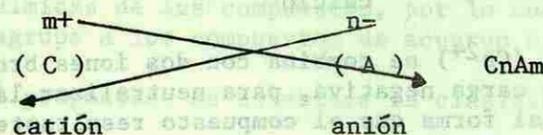
Las combinaciones entre elementos son posibles: cuando la suma de las valencias de los elementos electropositivos es igual a la suma de las valencias de los elementos electronegativos, y/o cuando la suma de la carga de los cationes es igual a la suma de la carga de los aniones para que la molécula sea eléctricamente neutra.

Para el propósito de estudiar la nomenclatura de los compuestos, conviene dividirlos en:

- Binarios: es decir, que se componen de dos elementos diferentes.
- Ternarios: es decir, que se componen de tres elementos diferentes.
- Poliatómicos: es decir, que se componen de más de tres elementos diferentes.

REGLAS PARA LA FORMULACION DE COMPUESTOS

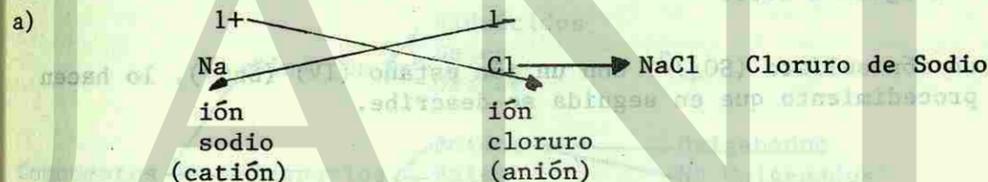
Al formar un compuesto, los aniones y cationes se combinan de acuerdo al siguiente diagrama:



El procedimiento general de combinación se lleva a cabo de acuerdo a los siguientes pasos:

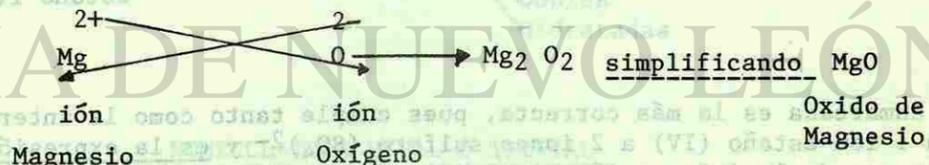
- I. Fijar el anión y el catión que se combinarán.
- II. Conocer la valencia de cada ión.
- III. Escribir como subíndice de cada ión la valencia del ión contrario, para igualar el número de cargas positivas a los negativos.
- IV. Multiplicar el subíndice de cada ión por su valencia, para verificar que el número de cargas positivas sea igual al de cargas negativas, resultando con ésto un compuesto eléctricamente neutro.
- V. Simplificar los subíndices hasta obtener la expresión más pequeña posible.

Los siguientes ejemplos nos aclaran lo anteriormente descrito:



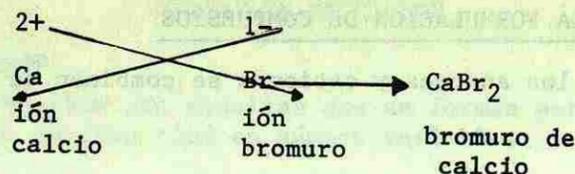
En este caso, como el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas, los subíndices se omiten.

- b) Otro ejemplo lo tenemos cuando se combina el ión magnesio (Mg^{2+}) con el ión oxígeno (O^{2-}).



Como en el anterior, sus cargas positivas son iguales a las negativas, el compuesto es eléctricamente neutro y los elementos que lo forman están en relación 1:1.

- c) Al combinar un ión calcio (Ca^{2+}) con un ión bromuro (Br^{-}) realizamos el procedimiento anteriormente descrito.



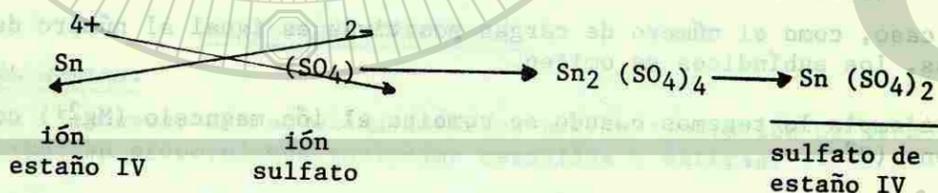
Lo que significa que un ión calcio (Ca^{2+}) se combina con dos iones bromuro (Br^-) donde cada uno de éstos aporta una carga negativa, para neutralizar las dos cargas positivas del ión calcio, de tal forma que el compuesto resultante (CaBr_2) es eléctricamente neutro.

d) Cuando se combina el ión bario (Ba^{2+}) con el ión fosfato (PO_4^{3-}), lo hacen de la manera siguiente:



Al multiplicar el subíndice (3) del bario por su valencia ($2+$), obtenemos seis cargas positivas, mismo número de cargas negativas que obtenemos al multiplicar el subíndice (2) del fosfato por su valencia ($3-$), quedando el compuesto con una carga eléctrica neta igual a cero.

e) Al combinarse un ión sulfato (SO_4^{2-}) con un ión estaño (IV) (Sn^{4+}), lo hacen de acuerdo al procedimiento que en seguida se describe.



la fórmula enmarcada es la más correcta, pues cumple tanto como la anterior con la relación 1 ión estaño (IV) a 2 iones sulfato (SO_4^{2-}) y es la expresión más sencilla que nos da la información requerida, factor de suma importancia al simbolizar las sustancias químicas.

En este compuesto, como en los anteriores, la carga total positiva es exactamente igual a la carga total negativa. Si multiplicamos un estaño por ($4+$) que es su valencia, obtenemos en total cuatro cargas positivas, así mismo al multiplicar los dos aniones sulfato por su valencia obtendremos cuatro cargas negativas, la carga neta total en el compuesto es por lo tanto igual a cero.

Los compuestos anteriormente formados como todos los posibles a formar deben tener una carga neta total igual a cero, o sea que deben ser eléctricamente neutros.

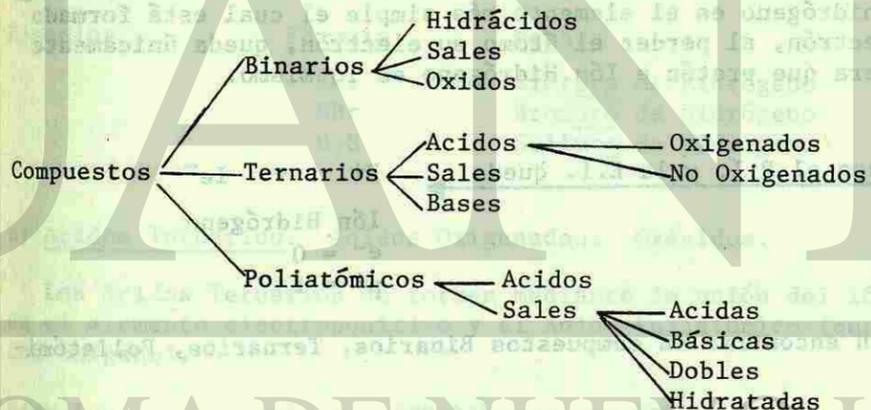
CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS INORGANICOS

La clasificación de los compuestos en Binarios, Ternarios y Poliatómicos es una división artificial que permite aprender las fórmulas ordenada y progresivamente; pero dicha clasificación tiene la desventaja de no considerar las propiedades químicas de los compuestos, por lo cual es necesario otra clasificación, que agrupe a los compuestos de acuerdo con su comportamiento químico.

Para tal propósito, se establece la clasificación siguiente:

- Acidos: compuestos capaces de aumentar la concentración de iones hidronio (H_3O^+) al disolverse en agua.
- Bases: compuestos capaces de aumentar la concentración de iones hidróxido (OH^-) al disolverse en agua.
- Sales: compuestos que resultan de la reacción de un ácido con una base.
- Oxidos: compuestos formados por la combinación del oxígeno con otro elemento. Si el elemento es un metal, se denomina óxido metálico; en caso de tratarse de un elemento no metal se llama óxido no metálico.

De acuerdo a esto tendremos lo siguiente:



NOMENCLATURA USUAL O TRIVIAL

Antes de considerar las principales reglas que se usan para nombrar los compuestos químicos, es conveniente, destacar que numerosos compuestos conocidos desde hace mucho tiempo tienen nombres usuales que no se ajustan a las reglas de la Nomenclatura I.U.P.A.C. Estos nombres se usaban antes de entrar en vigor la nomenclatura sistemática, y se siguen utilizando por costumbre en la actualidad.

La nomenclatura usual también denominada trivial, se aprende con la práctica y no por sistema definido, puesto que no resulta de reglas definidas.

Siempre cuando se presente el caso, conjuntamente con el nombre sistemático se mencionará la nomenclatura usual o trivial. La tendencia actual en todos los países es de abandonar el uso de la nomenclatura trivial, en un esfuerzo conjunto de sistematización del lenguaje químico; sin embargo, las fórmulas siguientes se designan siempre con nombres triviales aceptados por la I.U.P.A.C.

H ₂ O	agua	B ₃ H ₆	diborano
NH ₃	amoníaco	SiH ₄	silano
N ₂ H ₄	hidrazina	PH ₃	fosfina
BH ₃	borano	AsH ₃	arsina
		SbH ₃	estibina

ACIDOS

Los ácidos son sustancias que al disolverse en agua se disocian dando iones H⁺ (Iones Hidrógeno). También se definen como: "sustancias donadoras de protones", se basa en: el hidrógeno es el elemento más simple el cual está formado por un protón y un electrón, al perder el átomo su electrón, queda únicamente el protón. De tal manera que protón e Ión Hidrógeno es lo mismo.

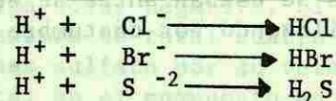


Los ácidos se pueden encontrar en compuestos Binarios, Ternarios, Poliatómicos.

a) Acidos Binarios. Hidrácidos. Acidos sin Oxígeno.

Los ácidos Binarios se forman mediante la unión del ión hidrógeno (H⁺¹) que es el elemento electropositivo y un Anión monoatómico que es el elemento electronegativo.

Ejemplos



Regla: "El nombre de un ácido Binario se forma con la palabra Acido (nombre genérico) seguida de la raíz del nombre del anión (elemento electro-negativo) con la Terminación "hídrico" (nombre específico)".

Principales Hidrácidos con sus fórmulas, nombres y los iones a que dan lugar.

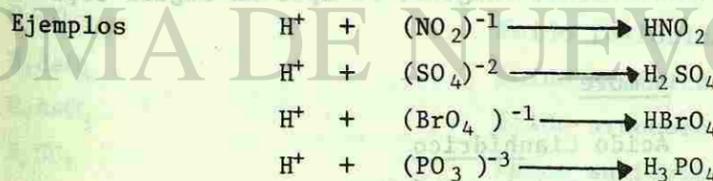
<u>Fórmula</u>	<u>Nombre</u>	<u>Iones Negativos</u>	<u>Nombre de Iones</u>
HF	Acido Fluorhídrico	F ⁻¹	Fluoruro
HCl	Acido Clorhídrico	Cl ⁻¹	Cloruro
HI	Acido Yodhídrico	I ⁻¹	Yoduro
H ₂ S	Acido Sulfhídrico	S ⁻²	Sulfuro

Es importante recalcar que estos nombres se dan a los compuestos mencionados cuando están disueltos en agua. Para los compuestos puros no disociados se aplican las reglas de nomenclatura de las "sales binarias".

<u>Ejemplos</u>	<u>Fórmula</u>	<u>Nombre</u>
	HCl	Cloruro de Hidrógeno
	HBr	Bromuro de Hidrógeno
	H ₂ S	Sulfuro de Hidrógeno

b) Acidos Ternarios. Acidos Oxigenados. Oxácidos.

Los ácidos Ternarios se forman mediante la unión del Ión Hidrógeno (H⁺¹) que es el elemento electropositivo y el Anión Poliatómico (que contiene un elemento con oxígeno).



Es decir, los ácidos ternarios más representativos están formados por Hidrógeno, Oxígeno y un tercer elemento.

Para escribir su fórmula, se indica primero el símbolo del hidrógeno, después el símbolo del elemento asociado con el oxígeno, y finalmente el oxígeno. Se emplean subíndices para indicar el número de átomos de cada constituyente.

Regla: "El nombre de un ácido ternario se forma dando primero el nombre genérico, o sea Acido, y después el nombre específico formado a partir de la raíz del nombre del anión poliatómico (nombre del elemento asociado con el oxígeno) terminando con el sufijo "ICO. u "OSO", dependiendo del estado de oxidación del elemento central de la fórmula.

En caso de que el elemento central pueda tener tres o más valencias, el nombre específico de los ácidos correspondientes estará precedido por prefijos tales como: "Hipo", "Per", "Orto", "Meta", "Tio", "Piro", etc.

Principales Oxácidos (ácidos ternarios) con sus fórmulas, nombres y los iones a que dan lugar.

Fórmula	Nombres	Iones Poliatómicos	Nombre del Ión
H ₂ SO ₃	Acido Sulfuroso	(SO ₃) ⁻²	Ión Sulfito
H ₃ PO ₄	Acido Fosfórico	(PO ₄) ⁻³	Ión Fosfato
H ₂ SO ₄	Acido Sulfúrico	(SO ₄) ⁻²	Ión Sulfato
H ₃ PO ₃	Acido Fosforoso	(PO ₃) ⁻³	Ión Fosfito
HClO	Acido <u>Hipo</u> Cloroso	(ClO) ⁻¹	Ión <u>Hipo</u> Clorito
HClO ₄	Acido <u>Per</u> Clórico	(ClO ₄) ⁻¹	Ión <u>Per</u> Clórico
H ₂ CO ₃	Acido Carbónico	(CO ₃) ⁻²	Ión Carbonato

c) Acidos Ternarios no oxigenados.

Para los ácidos ternarios que no contienen oxígeno, se aplican reglas específicas para cada caso.

Ejemplos:	Fórmula	Nombre
	HCN	Acido Cianhídrico
	H ₂ CS ₃	Acido Tritiocarbónico

En el primer ejemplo se aplica la regla de los ácidos binarios, y en el segundo ejemplo, en el cual la fórmula se obtiene al reemplazar el oxígeno por el azufre divalente, se anteponen los prefijos "tri" o "tio", para indicar tres átomos de azufre en la molécula.

d) Acidos Poliatómicos.

Las reglas enunciadas para los ácidos Ternarios se aplican también para los ácidos poliatómicos.

Ejemplos:	Fórmulas	Nombre
	HOCN	ácido ciánico
	HSCN	ácido tiociánico
	H ₂ PO ₂ S ₂	ácido ditiofosfórico

Existen también casos que requieren el uso de nuevos prefijos, o de raíces triviales, para evitar las confusiones que podrían resultar de fórmulas que cuentan con el mismo número de átomos idénticos pero con arreglos estructurales diferentes.

Ejemplos:	Fórmulas	Nombre
	HOCN	ácido ciánico
	HNCO	ácido isociánico
	HONC	ácido fulmínico
	HNCS	ácido isotiocianico

NOMENCLATURA DE LOS OXOACIDOS USUALES

FORMULA	NOMBRE
H ₃ BO ₃	ácido bórico (ácido ortobórico)
H ₂ CO ₃	ácido carbónico
H ₄ SiO ₄	ácido silícico (ácido ortosilícico)
HNO ₃	ácido nítrico
HNO ₂	ácido nitroso
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico (ácido ortofosfórico)
H ₃ AsO ₄	ácido arsénico
H ₃ AsO ₃	ácido arsenoso
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
H ₂ CrO ₄	ácido crómico
H ₂ Cr ₂ O ₇	ácido dicrómico
HClO ₄	ácido perclórico
HClO ₃	ácido clórico
HClO ₂	ácido cloroso
HClO	ácido hipocloroso
HBrO ₄	ácido perbrómico

<u>FORMULA</u>	<u>NOMBRE</u>
HBrO ₃	ácido brómico
HBrO ₂	ácido bromoso
HBrO	ácido hipobromoso
HIO ₄	ácido Per yódico
HIO ₃	ácido yódico
HIO ₂	ácido yodoso
HIO	ácido Hipo yodoso
HMnO ₄	ácido Permangánico
H ₂ MnO ₄	ácido mangánico
H ₂ SeO ₃	ácido Selenoso
H ₂ SeO ₄	ácido selénico
HNO ₄	ácido peroxonítrico

BASES O HIDROXIDOS

Las bases son compuestos capaces de aumentar la concentración de iones Hidróxido (OH)⁻¹ al disolverse en agua.

Estos compuestos se caracterizan por tener un metal asociado con un radical (OH) monovalente y electronegativo. Para escribir su fórmula se sigue la regla general (primero el catión y después el anión).

Regla: "Los nombres de estos compuestos se forman con el nombre genérico "Hidróxido", seguido del nombre del metal" y si es necesario se aplica la nomenclatura "Stock".

<u>Ejemplo:</u>	<u>Fórmula</u>	<u>Nombre</u>
	KOH	Hidróxido de potasio (potasa)
	NaOH	Hidróxido de sodio (sosa)
	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio
	NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonía
	Fe(OH) ₂	Hidróxido de Hierro II
	Fe(OH) ₃	Hidróxido de Hierro III
	Ni(OH) ₂	Hidróxido de Níquel II
	Ni(OH) ₃	Hidróxido de Níquel III

Nomenclatura

Stock

TECNICA:

1.- Temperatura.

- En cada uno de dos tubos de ensaye deposite un poco de calcio y - agua.
- Caliente uno de ellos y observe el efecto del calor.

Registre: _____

2.- Concentración.

- Deposite 20 gotas de ácido sulfúrico (H₂SO₄) en cada uno de dos tubos.
- A uno de los tubos agréguele 10 ml de agua.
- Deposite, al mismo tiempo, un gramo de zinc en polvo en cada uno - de los tubos.

Anote sus observaciones: _____

3.- Catalizadores.

- Ponga cierta cantidad de zinc en un tubo de ensaye, y agregue ácido sulfúrico (H₂SO₄) hasta cubrir el zinc. Observe la velocidad - de la reacción.

Registre: _____

- Repita el procedimiento anterior añadiendo, además del zinc, un alambre de cobre como catalizador. Observe la velocidad de reacción.

Registre: _____

4.- Area de contacto.

- Deposite 20 gotas de ácido clorhídrico (HCl) en cada uno de dos tubos de ensaye.
- En uno de los tubos coloque un trozo de zinc y en el otro zinc en polvo.

Anote las observaciones: _____

Ejemplos	Fórmula	Nombre
	NaCl	Cloruro de Sodio; Sal común
	CaCl ₂	Cloruro de Calcio
	MgBr ₂	Bromuro de magnesio
	BaI ₂	Yoduro de Bario
	HgCl	Cloruro de mercurio (I) Cloruro mercuroso
	HgCl ₂	Cloruro de mercurio (II) Cloruro mercúrico
	CuI	Yoduro de Cobre (I) Yoduro cuproso
	CuS ₂	Sulfuro de Cobre (II) Sulfuro cúprico

Existen algunos compuestos binarios que no se incluyen en la clasificación anterior, pero que son de uso frecuente en química.

Por ejemplo:

Fórmula	Nombre
CCl ₄	Tetra Cloruro de Carbono
CS ₂	Di Sulfuro de Carbono
CaC ₂	Carburo de Calcio
AlCl ₃	Tri Cloruro de Aluminio

b) Sales Ternarias.

Las sales Ternarias resultan de la reacción entre una base y un ácido ternario para formar un compuesto de tres elementos diferentes y en número variable. Es decir, es la unión entre un catión monoatómico que es el elemento electropositivo y un anión poliatómico que es el elemento electronegativo.

Para escribir su fórmula, se sigue la regla general escribiendo primero el elemento o grupo electropositivo (catión) y luego el elemento o grupo electronegativo (anión).

Cuando el grupo electronegativo o el grupo electropositivo están repetidos en la molécula, se escribe entre paréntesis, seguido de un subíndice que indica el número de grupos presentes.

Regla: "Se nombran las sales ternarias, mencionando primero el anión del ácido del cual proviene y luego el catión. El nombre del anión se forma a partir de la raíz del nombre específico del ácido y usando los sufijos "ato" e "ito" en lugar de "ico" y "oso".

"Para los casos de sales provenientes de ácidos terminados "hídrico", su nombre se obtiene utilizando la terminación "uro" como en el caso de las sales binarias".

Ejemplos:	Acidos	Sales formadas:
H ₂ SO ₄ :	ácido sulfúrico	CaSO ₄ : sulfato de calcio
H ₃ PO ₃ :	ácido fosforoso	Na ₃ PO ₃ : fosfito de sodio
HClO :	ácido hipocloroso	NaClO : hipoclorito de sodio
HClO ₄ :	ácido perclórico	KClO ₄ : perclorato de potasio
HCN:	ácido cianhídrico	KCN: cianuro de potasio
HCl:	ácido clorhídrico	NH ₄ Cl: cloruro de amonio

Para estas sales ternarias también se puede utilizar la Nomenclatura Stock o la terminación "OSO" o "ICO" según la valencia con la que trabaje el catión.

Ejemplo	Fórmula	Nombre
	FeSO ₄	Sulfato de fierro (II) - Sulfato ferroso
	Fe ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de fierro (III) - Sulfato férrico
	AgNO ₃	Nitrato de Plata (I) - Nitrato Platanoso

a) Sales Poliatómicas.

Las sales poliatómicas se pueden clasificar en:

- Sales Ácidas
- Sales Básicas
- Sales Dobles
- Sales Hidratadas

Aquí vamos a estudiar únicamente las Sales Ácidas y Sales Hidratadas que son las más comunes.

Para enunciar las sales Poliatómicas se utilizan las reglas de Sales ternarias ya que se aplican para los casos más sencillos.

a) Sales Ácidas.

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

Denominar a una sal ácida no significa siempre que tenga el comportamiento característico de los ácidos; así por ejemplo, el bicarbonato de Sodio (NaHCO₃) es una base en solución acuosa.

Regla: Las sales ácidas se nombran de la misma manera que las sales neutras, y posponiendo la palabra hidrógeno. En todos los casos deben usarse los prefijos y sufijos adecuados.

Ejemplos:

- NaHSO₄: sulfato de sodio e hidrógeno.
- NaHCO₃: carbonato de sodio e hidrógeno (bicarbonato de sodio)
- KH₂PO₄: fosfato de potasio y dihidrógeno
- NaHSO₃: sulfito de sodio e hidrógeno (bisulfito de sodio)

Ejemplos:

<u>ácido</u>	<u>sal</u>
H ₂ PHO ₃ : ácido fosfónico ;	Na ₂ PHO ₃ : fosfonato de sodio
H ₂ PHO ₂ : ácido fosfínico ;	KPH ₂ O ₂ : fosfinato de potasio

b) Sales Hidratadas.

Se denominan 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.

Regla: Para nombrar las sales hidratadas se menciona el nombre correspondiente de la sal seguido de la palabra hidrato, antecedida de un prefijo griego que indique el número de las moléculas de agua.

Ejemplos:

- CuSO₄ · 5H₂O: sulfato de cobre (II) pentahidrato.
- ZnSO₄ · 7H₂O: sulfato de zinc (II) heptahidrato.
- Na₂CO₃ · 10H₂O: carbonato de sodio decahidrato.

OXIDOS

Los óxidos son compuestos formados por la combinación del oxígeno (Ión óxido; O⁻²) con otro elemento, si es un metal, se denomina óxido metálico (óxido Básico) y si es un no metal se denomina óxido no metálico (óxido Acido o Anhídrido).

a) Oxidos Metálicos o Básicos.

Estos se forman mediante la unión de un elemento metálico (grupo IA, IIA, IIIA y grupo B) de la Tabla periódica con el oxígeno (Ión óxido, O⁻²)

Regla: Se escribe la palabra "óxido" seguido del nombre del metal, para el caso de los elementos del grupo B se utiliza la nomenclatura Stock.

Los óxidos forman compuestos binarios únicamente.

Ejemplos:

<u>Fórmula</u>	<u>Nombre</u>
Al ₂ O ₃	Oxido de Aluminio
CuO	Oxido de Cobre (II) o Oxido cúprico

De acuerdo con la convención relativa a la escritura de las fórmulas, se escribe primero el símbolo del elemento que forma el óxido y después el símbolo del oxígeno, teniendo en cuenta los subíndices correspondientes a los números de átomos presentes en una molécula, de acuerdo con la valencia particular del elemento considerado.

En la nomenclatura aceptada, se acostumbra prescindir del número romano final indicativo de la valencia, cuando el elemento considerado no puede formar más de un sólo óxido.

Ejemplos:

<u>Fórmula</u>	<u>Nombre genérico</u>	<u>Nombre del elemento</u>	<u>Valencia</u>	<u>Nombre Antiguo</u>
Cu ₂ O:	óxido de	cobre;	(I)	óxido cuproso
CuO:	óxido de	cobre;	(II)	óxido cúprico
CaO:	óxido de	calcio;		cal apagada
Al ₂ O ₃ :	óxido de	aluminio;		alúmina
MnO:	óxido de	manganeso;	(II)	monóxido de manganeso.
MnO ₂ :	óxido de	manganeso;	(IV)	bióxido de manganeso
FeO:	óxido de	hierro;	(II)	óxido ferroso
Fe ₂ O ₃ :	óxido de	hierro;	(III)	óxido férrico

Todos los óxidos metálicos, como los que acabamos de mencionar, son capaces de neutralizar a los ácidos: Ejemplo:



b) Oxidos no Metálicos o Acidos (Anhídridos).

Estos se forman con los elementos de los grupos IV A, V A, VI A y VII A de la Tabla periódica que son no metales con el oxígeno (Ión óxido, O²⁻).

A los óxidos no metálicos se les conoce también con el nombre de anhídridos. Estos compuestos al reaccionar con el agua pueden formar ácidos, ejemplo:



Regla: Se escribe la palabra "óxido" con el prefijo mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octa (8), nona (9), ó deca (10) para indicar el número de átomos de oxígeno presentes en la fórmula, y a continuación se escribe el nombre del no metal.

Ejemplo: SO₂ : Dióxido de azufre
CO : Monóxido de carbono

Estos compuestos también se pueden nombrar de la siguiente manera: se escribe la palabra "anhídrido" seguida del nombre de no metal con terminación "ico u oso", dependiendo de su estado de oxidación en el compuesto.

Ejemplo: SO₂ : Anhídrido sulfuroso
SO₃ : Anhídrido sulfúrico

En general, el prefijo "mono" no se emplea excepto cuando se trata de hacer hincapié en la fórmula del compuesto.

Ejemplos:

CO : monóxido de carbono o anhídrido carbonoso
CO₂ : dióxido de carbono o anhídrido carbónico
SO₂ : dióxido de azufre o anhídrido sulfuroso
SO₃ : trióxido de azufre o anhídrido sulfúrico
NO : óxido de nitrógeno
NO₂ : dióxido de nitrógeno
N₂O₅ : pentóxido de dinitrógeno

Existen otros compuestos Binarios que se llaman Peróxidos; donde se forman por la combinación de un Cation que es el elemento electropositivo con el oxígeno donde presenta la valencia de (-1) que es el elemento electronegativo.

Ejemplo:	Fórmula	Nombre
	NaO	Peróxido de Sodio
	LiO	Peróxido de Litio
	H ₂ C ₂	Peróxido de Hidrógeno

NOMENCLATURA DE LOS OXIDOS USUALES

Fórmula	Nombres
Na ₂ O	Oxido de Sodio
K ₂ O	Oxido de Potasio
MgO	Oxido de Magnesio
SnO	Oxido de Estaño II (anhídrido estañoso)
SnO ₂	Oxido de Estaño IV (anhídrido estánico)
PbO	Oxido de Plomo (anhídrido plomoso)
PbO ₂	Bióxido de Plomo (anhídrido plómico)
P ₂ O ₅	Pentaóxido de fósforo (anhídrido fosfórico)
P ₂ O ₃	Trióxido de fósforo (anhídrido fosforoso)
I ₂ O ₅	Pentóxido de yodo (anhídrido yódico)
HgO	Oxido de mercurio (II) (óxido mercúrico)
Hg ₂ O	Oxido de mercurio (I) (óxido mercurioso)
Cr ₂ O ₃	Oxido de cromo (III) (óxido crómico)
CrO	Oxido de cromo (II) (óxido cromoso)
H ₂ O	Oxido de Hidrógeno (agua)

NOMENCLATURA DE LOS HIDRUIROS

La combinación de cualquier elemento con el (H) hidrógeno, constituye un "Hidruro". El hidrógeno es siempre monovalente y en el caso de los hidruros presenta un estado de oxidación de (-1) y en los demás casos aparece como +1.

En cuanto a la nomenclatura, los hidruros formados por los metales reciben el nombre de Hidruro de... (nombre del elemento combinado con el H). Los hidruros de los no metales reciben nombres especiales, ejem:

LiH	Hidruro de Litio	PH ₃	Fosfina
NH ₃	Amoníaco	NaH	Hidruro de Sodio
MgH	Hidruro de Magnesio	CaH ₂	Hidruro de Calcio
NaH	Hidruro de Sodio	KH	Hidruro de Potasio

Nota: Hidruros y Nitruros se combinan de preferencia con metales.

NOMENCLATURA DE NITRUROS

Los compuestos llamados Nitruros, donde el ión negativo es determinado "nitruro", formado por un átomo de nitrógeno con valencia -3, (N) ejem:

Li ₃ N	Nitruro de Litio	Ca ₃ N ₂	Nitruro de Calcio
Mg ₃ N ₂	Nitruro de Magnesio	AlN	Nitruro de Aluminio

NOMENCLATURA DE FOSFUROS

Los compuestos llamados Fosfuros, donde el ión negativo es determinado "fosfuro", formado por un átomo de fósforo con valencia -3 (P), ejem:

Li ₃ P	Fosfuro de Litio
Mg ₃ P ₂	Fosfuro de Magnesio
Ca ₃ P	Fosfuro de Calcio

Nota: Estos compuestos son Sales Binarias.

INDICADORES

Las propiedades químicas de los ácidos y las bases se manifiestan sobre ciertas sustancias llamadas "indicadores Acido-Base". Estas sustancias tienen la propiedad de cambiar su color al pasar de Solución Acida a Solución Alcalina, como ocurre con el indicador Rojo de Metilo, el cual tiene color rojo en solución ácida y cambia al color amarillo en solución básica o alcalina.

<u>INDICADORES</u>	<u>SOL. ACIDA</u>	<u>SOL. ALCALINA</u>
Naranja de Metilo	Rojo	Amarillo
Rojo de Metilo	Rojo	Amarillo
Rojo de Fenol	Amarillo	Rojo
Bromo Cresol Verde	Amarillo	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo Guindo
Papel Tornasol	Rosa	Azul

RESUMEN DE LAS REGLAS DE NOMENCLATURA

CATION MONOATOMICO:

Se escribe la palabra Ión + Nombre del elemento. Ejem.: Ca⁺² Ión Calcio.

ANION POLIATOMICO:

Se escribe la palabra Ión + Raíz del elemento seguido de la terminación "URÓ" Ejem.: N⁻³ Ión Nitruro.

NOMENCLATURA STOCK:

En esta nomenclatura se escribe primero el nombre genérico (óxido, cloruro, hidróxido, carburo, etc.) seguido del elemento electropositivo y con número romano la valencia del elemento o grupo con siderado. Ejem.: Fe(OH)₃ Hidróxido de fierro (II).

ANIONES POLIATOMICOS:
(2 o 4 grados de oxidación)

- a) 2 grados de oxidación: Se escribe la palabra Ión seguido de la raíz del nombre del elemento combinado con el oxígeno, más la terminación "ito" o "ato", dependiendo si es la mínima o máxima valencia. ejem.:
(SO₄)⁻² Ión Sulfato (S⁺⁶)
(SO₃)⁻² Ión Sulfito (S⁺⁴)
- b) 4 grados de oxidación: Se escriben los prefijos "Hipo" o "Per" seguido de la raíz del nombre del elemento combinado con el oxígeno más la terminación "ito" o "ato", dependiendo si es la valencia mínima o máxima. ejem.:
(ClO)⁻¹ Ión Hipo Clorito (Cl⁺¹)
(ClO₂)⁻¹ Ión Clorito (Cl⁺³)
(ClO₃)⁻¹ Ión Clorato (Cl⁺⁵)
(ClO₄)⁻¹ Ión Per Clorato (Cl⁺⁷)

HIDRACIDOS O ACIDOS BINARIOS:

Se escribe la palabra "ácido" seguida de la raíz del nombre del anión con la terminación "hídrico". Ejemplo: HCl ácido clorhídrico.

ACIDOS TERNARIOS OXIGENADOS:

Se escribe la palabra "ácido" seguida de la raíz del nombre del elemento que acompaña al oxígeno con la terminación "ico" u "oso" dependiendo del estado de oxidación del elemento central de la fórmula. Ejemplo:

- H₂SO₃ : ácido sulfuroso
- H₂SO₄ : ácido sulfúrico

SALES BINARIAS:

Se escribe el nombre del anión (elemento electronegativo) con terminación "uro" y a continuación se escribe el nombre del catión (elemento electropositivo), seguido si es necesario, de su valencia en número romano entre paréntesis. Ejemplo:

NaCl: Cloruro de sodio.

FeBr₂: Bromuro de hierro (II)

SALES TERNARIAS:

Se escribe el nombre del anión y a continuación el nombre del catión. Para el nombre del anión se utilizan las terminaciones "ato e ito" dependiendo del estado de oxidación del elemento central de la fórmula. Ejemplo:

Na₃PO₃ : fosfito de sodio

Na₃PO₄ : fosfato de sodio

BASES O HIDROXIDOS:

Se escribe la palabra "hidróxido" seguido del nombre del metal. Ejemplo:

Ca(OH)₂ hidróxido de calcio

Mn(OH)₄ hidróxido de Manganeso (IV)

OXIDOS METALICOS:

Se escribe la palabra "óxido" seguido del nombre del metal. Ejemplo:

Al₂O₃ : óxido de aluminio

CuO : óxido de cobre (II)

OXIDOS NO METALICOS O ANHIDRIDOS:

Se escribe la palabra "óxido" con el prefijo mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octa (8), nona (9) ó deca (10) para indicar el número de átomos de oxígeno presentes en la fórmula, y a continuación se escribe el nombre del no metal. Ejemplo:

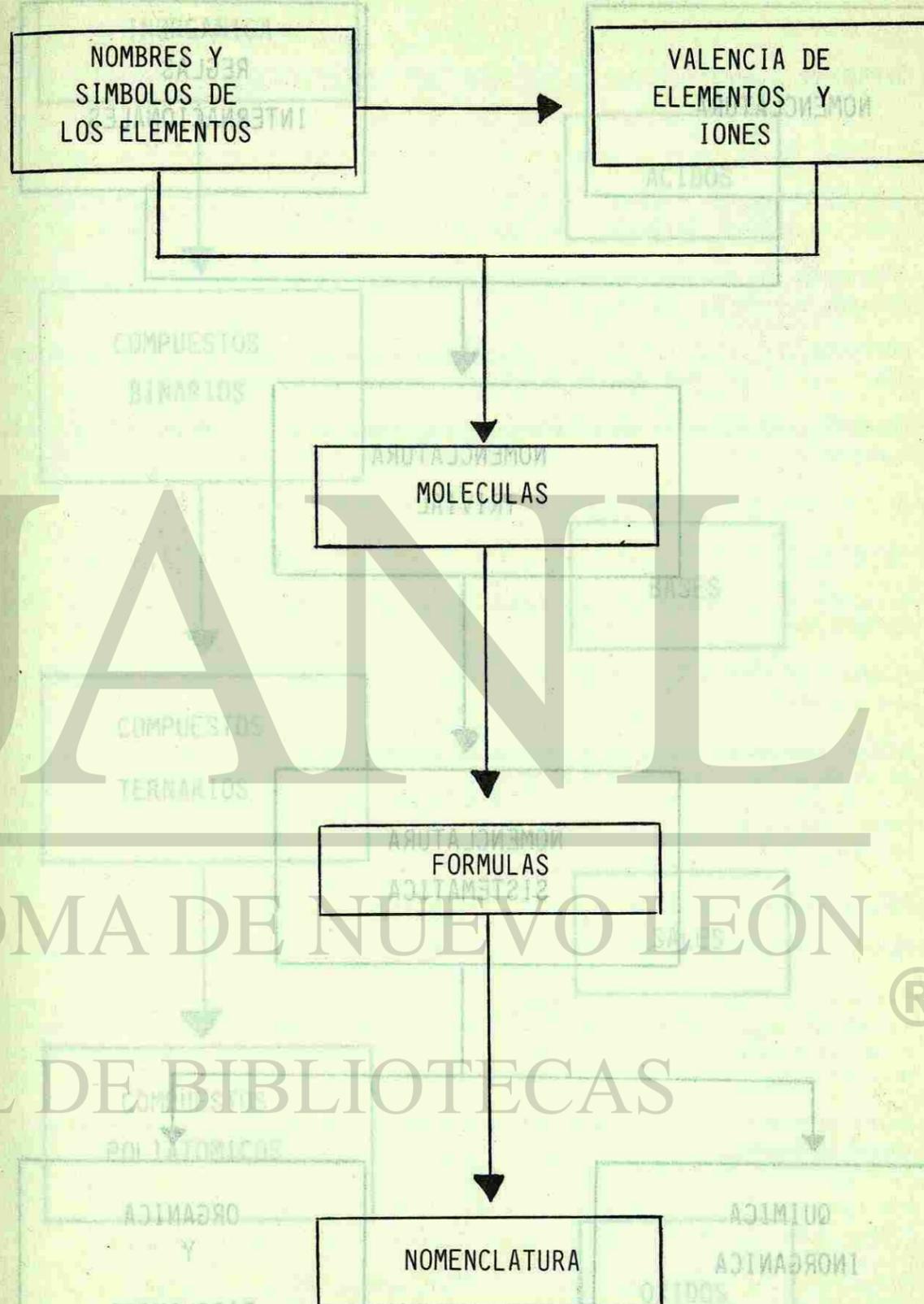
SO₂ : Dióxido de azufre

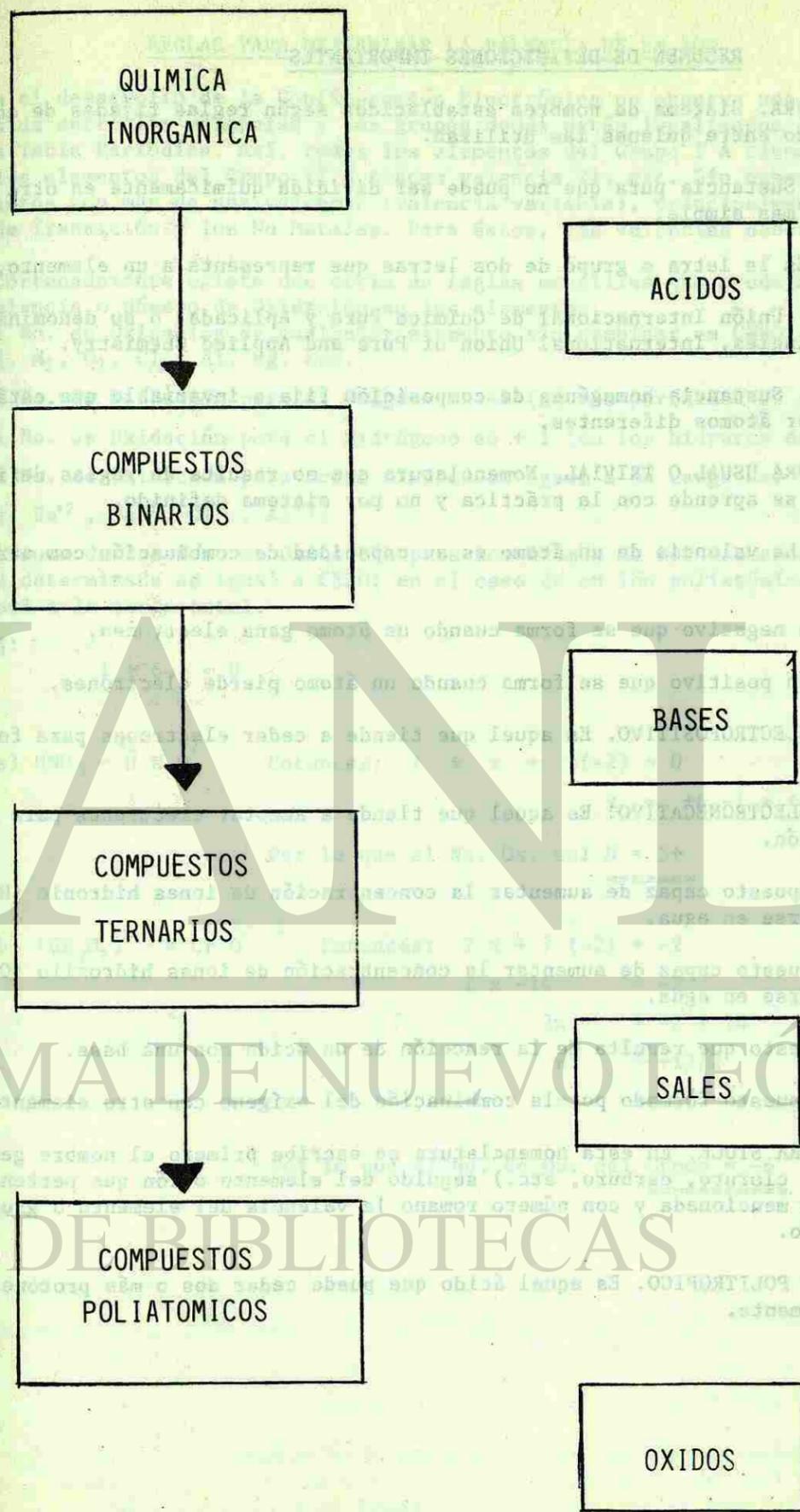
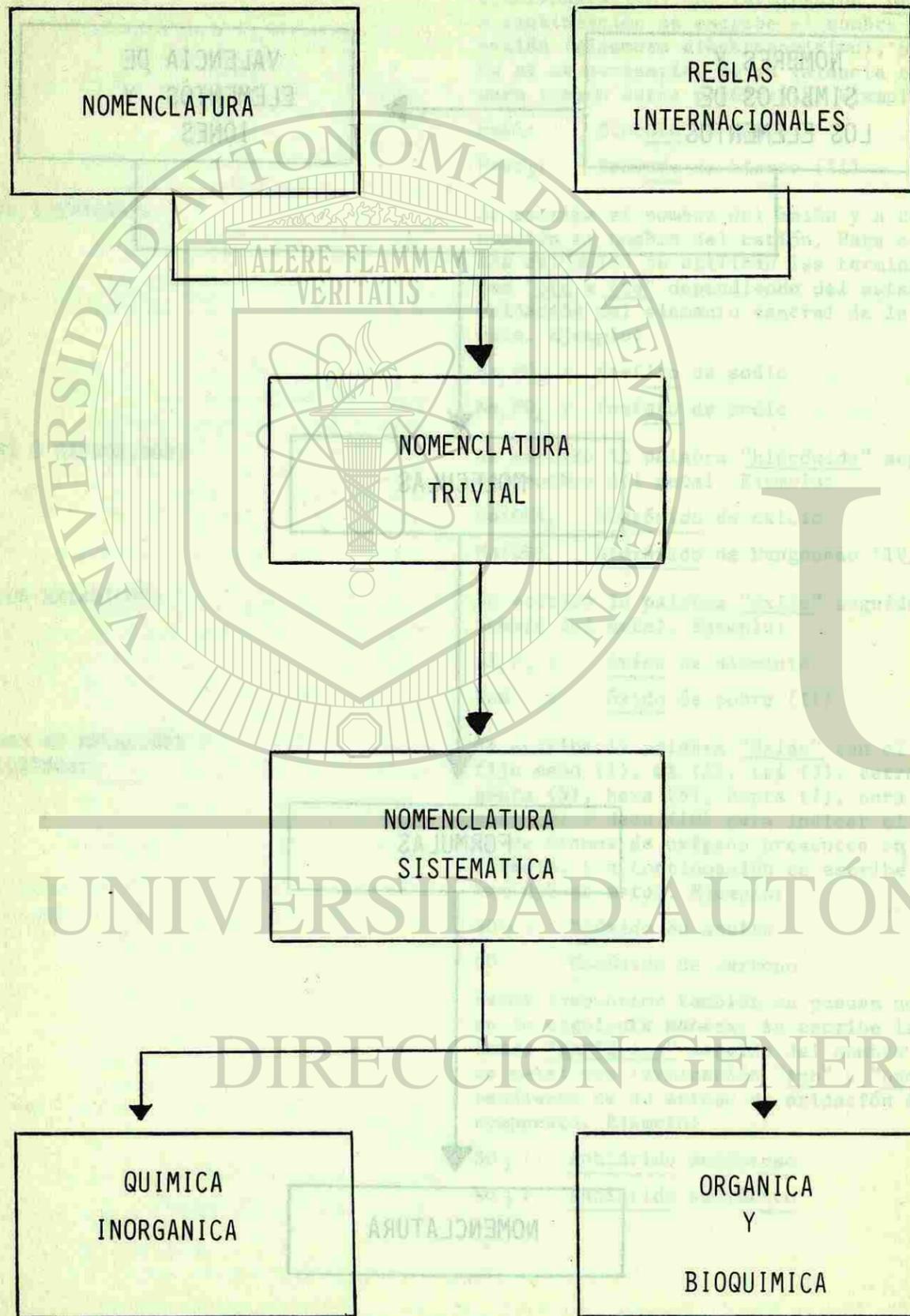
CO : Monóxido de carbono

Estos compuestos también se pueden nombrar de la siguiente manera: se escribe la palabra "anhídrido" seguida del nombre del no metal con terminación "ico" u "oso", dependiendo de su estado de oxidación en el compuesto. Ejemplo:

SO₂ : Anhídrido sulfuroso

SO₃ : Anhídrido sulfúrico





RESUMEN DE DEFINICIONES IMPORTANTES

- 1.- NOMENCLATURA. Sistema de nombres establecidos según reglas fijadas de común acuerdo entre quienes las utilizan.
- 2.- ELEMENTO. Sustancia pura que no puede ser dividida químicamente en otra sustancia más simple.
- 3.- SIMBOLO. Es la letra o grupo de dos letras que representa a un elemento.
- 4.- I.U.P.A.C. Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, o su denominación en inglés, International Union of Pure and Applied Chemistry.
- 5.- COMPUESTO. Sustancia homogénea de composición fija e invariable que está formada por átomos diferentes.
- 6.- NOMENCLATURA USUAL O TRIVIAL. Nomenclatura que no resulta de reglas definidas y que se aprende con la práctica y no por sistema definido.
- 7.- VALENCIA. La valencia de un átomo es su capacidad de combinación con otros elementos.
- 8.- ANION. Ión negativo que se forma cuando un átomo gana electrones.
- 9.- CATION. Ión positivo que se forma cuando un átomo pierde electrones.
- 10.- ELEMENTO ELECTROPOSITIVO. Es aquel que tiende a ceder electrones para formar un catión.
- 11.- ELEMENTO ELECTRONEGATIVO. Es aquel que tiende a aceptar electrones para formar un anión.
- 12.- ACIDO. Compuesto capaz de aumentar la concentración de iones hidronio (H_3O^+) al disolverse en agua.
- 13.- BASE. Compuesto capaz de aumentar la concentración de iones hidroxilo (OH^-) al disolverse en agua.
- 14.- SAL. Compuesto que resulta de la reacción de un ácido con una base.
- 15.- OXIDO. Compuesto formado por la combinación del oxígeno con otro elemento.
- 16.- NOMENCLATURA STOCK. En esta nomenclatura se escribe primero el nombre genérico (óxido, cloruro, carburo, etc.) seguido del elemento o ión que pertenece a la clase mencionada y con número romano la valencia del elemento o grupo considerado.
- 17.- ACIDO DI O POLITROPICO. Es aquel ácido que puede ceder dos o más protones respectivamente.

REGLAS PARA DETERMINAR LA VALENCIA DE UN ION

En el desarrollo de la Configuración Electrónica se observa una correlación definida entre las valencias y los grupos donde están localizados los elementos en la Tabla Periódica. Así, todos los elementos del Grupo I A tienen valencia $1+$, los elementos del Grupo II A tienen valencia $2+$, etc. Sin embargo, existen elementos con más de una valencia (valencia variable), principalmente los Metales de Transición y los No Metales. Para éstos, las valencias deberán memorizarse.

Afortunadamente existe una serie de reglas sencillas que ayudarán a asignar la Valencia o Número de Oxidación en los elementos.

- 1) El No. de Oxidación de cualquier elemento sin combinar es CERO.
Ej. N_2 , O_2 , Cl_2 , Al, Mg, etc.
- 2) El No. de Oxidación para el Oxígeno es -2 (en los peróxidos es de -1).
- 3) El No. de Oxidación para el Hidrógeno es $+1$ (en los hidruros es de -1).
- 4) El No. de Oxidación para iones simples es igual a la carga del ión.
Ej. Ba^{+2} , Na^{+1} , Cl^{-1} , Al^{+3} .
- 5) La suma de los Nos. de Oxidación para los átomos de los elementos en una fórmula determinada es igual a CERO; en el caso de un ión poliatómico la suma es igual a la carga total.

Ej:

$$1 + 6- = 0$$

$$a) \text{HNO}_3 = \overset{+1}{\text{H}} \overset{?}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_3} \quad \text{Entonces: } 1 + x + 3(-2) = 0$$

$$x = +6 - 1 = +5$$

Por lo que el No. Ox. del N = $5+$

$$b) (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} = \overset{?}{\text{Cr}} \overset{-2}{\text{O}} \overset{-2}{\text{O}_7} \quad \text{Entonces: } 2x + 7(-2) = -2$$

$$2x - 14 = -2$$

$$2x = -2 + 14$$

$$x = +12/2$$

$$x = +6$$

Por lo que el No. de Ox. del Cromo = -6

ALGUNAS OBSERVACIONES UTILES

Hemos creído necesario que se deben conocer estas nomenclaturas antiguas porque todavía algunos libros y algunos profesores no se han actualizado.

Algunas variantes que se encontrarán con frecuencia son:

- a) Cuando un elemento puede funcionar con dos valores diferentes de valencia (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{1+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} , Pb^{4+} , etc.) en los compuestos en que el elemento usa la valencia menor (la de menor oxidación), termina su nombre en "oso".

Ejemplos

FeCl_2 cloruro ferroso

Cu_2CO_3 carbonato cuproso

PbI_2 yoduro plumboso

Ejemplos

FeCl_2 se denominaba cloruro ferroso, ahora se llama cloruro de fierro II.

Cu_2CO_3 se denominaba carbonato cuproso, ahora se llama carbonato de cobre I.

$\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ se denominaba nitrito níqueloso, ahora se llama nitrito de níquel II.

PbI_2 se denominaba yoduro plumboso, ahora se llama yoduro de plomo II.

Y en los compuestos en que el elemento usa la máxima valencia (la máxima oxidación), terminaba su nombre en "ico".

Ejemplos

FeCl_3 se denominaba cloruro férrico, ahora se llama cloruro de fierro III.

CuCO_3 se denominaba carbonato cúprico, ahora se llama carbonato de cobre II.

$\text{Ni}(\text{NO}_2)_3$ se denominaba nitrito níquelico, ahora se llama nitrito de níquel III.

PbI_4 se denominaba yoduro plúmbico, ahora se llama yoduro de plomo IV.

Como puede observarse, la nueva nomenclatura (IUPAC) es más sencilla y no permite equivocaciones respecto a la valencia (grado de oxidación) que está usando el elemento electropositivo y permite que reservemos las terminaciones oso e ico, con los prefijos hipo y per para indicar el grado de oxidación del elemento base en los compuestos ternarios; recuérdese:

hipo oso	el menos oxidado (con menos oxígeno)
 oso	el que sigue en grado de oxidación.
 ico	el que tiene la oxidación más estable.
per ico	el más oxidado (con más oxígeno).

b) Otra variante que encontraremos será la de llamar bisulfato, bicarbonato, bisulfuro, bisulfito, etc., a las sales ácidas; es decir, a las sales de ácidos polipróticos (con varios hidrógenos activos) en las que sólo uno de los hidrógenos es sustituido por el metal.

Esta nomenclatura viciosa tuvo su origen en la primera sal de este tipo que se conoció, y que fue el $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, que, efectivamente, es un bicarbonato de calcio por tener dos veces el radical carbonato para un solo calcio.

Pero al hacerse extensivo a otras sales ácidas, ya no funcionó, pues no todas eran con dos restos ácidos.

Ejemplos

NaHCO_3 incorrectamente llamado bicarbonato de sodio, pues solamente tiene un radical carbonato; su nombre correcto es carbonato ácido de sodio.

$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ incorrectamente llamado bisulfato férrico, pues tiene tres radicales sulfato y, entonces, le correspondería el nombre de trisulfato férrico; su nombre correcto es sulfato ácido de fierro III.

KHS incorrectamente llamado bisulfuro de potasio, pues sólo tiene un radical sulfuro; su nombre correcto es sulfuro ácido de potasio.

c) Algunos autores emplean "di" en vez de "bi" dicarbonato de potasio, di sulfato de níquel III, disulfuro de potasio, etc. Lo correcto es "bi".

d) En los casos de ácidos polisustituibles se acostumbró indicar el número de átomos de metal.

Ejemplos

NaH_2PO_4 fosfato monosódico

Na_2HPO_4 fosfato disódico

Na_3PO_4 fosfato trisódico

Pero al tratarse de metales divalentes o trivalentes la relación ya no funciona.

Ejemplos

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ sería fosfato monocálcico y

CaHPO_4 sería, también, fosfato monocálcico

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sería fosfato tricálcico.

Por lo anterior, es preferible designarlos de acuerdo con el número de hidrógenos ácidos que conserva el radical en la combinación.

Ejemplo

NaH_2PO_4 fosfato diácido de sodio

Na_2HPO_4 fosfato monoácido de sodio

Na_3PO_4 fosfato neutro de sodio o, simplemente, fosfato de sodio.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ fosfato diácido de calcio

CaHPO_4 fosfato monoácido de calcio

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfato neutro de calcio o fosfato de calcio

$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ fosfato diácido de aluminio

$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$ fosfato monoácido de aluminio

AlPO_4 fosfato de aluminio o fosfato neutro de aluminio.

e) Algunas veces, al nombrar los óxidos ácidos, en lugar de llamarlos anhídridos se les llama sencillamente óxidos.

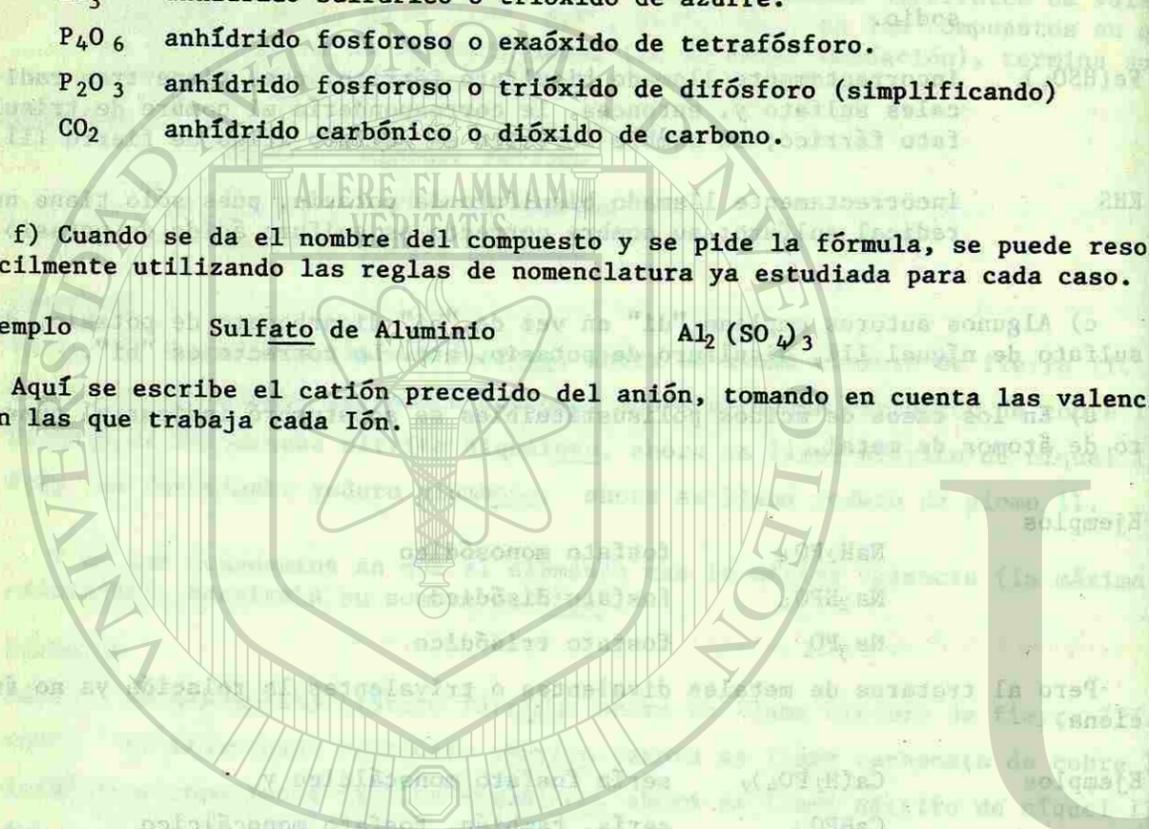
Ejemplos

- SO₂ anhídrido sulfuroso o dióxido de azufre.
- SO₃ anhídrido sulfúrico o trióxido de azufre.
- P₄O₆ anhídrido fosforoso o exaóxido de tetrafósforo.
- P₂O₃ anhídrido fosforoso o trióxido de difósforo (simplificando)
- CO₂ anhídrido carbónico o dióxido de carbono.

f) Cuando se da el nombre del compuesto y se pide la fórmula, se puede resolver fácilmente utilizando las reglas de nomenclatura ya estudiada para cada caso.

Ejemplo Sulfato de Aluminio Al₂(SO₄)₃

Aquí se escribe el catión precedido del anión, tomando en cuenta las valencias con las que trabaja cada ión.



UNIDAD I NOMENCLATURA

LABORATORIO # 1

I. COMPLETA LA SIGUIENTE TABLA:

NOMBRE DE LA SUSTANCIA	FORMULA	CLASE DE COMPUESTO	VALENCIA DEL CATION	VALENCIA DEL ANION
Acido Clorhídrico				
Acido Sulfúrico				
Hidróxido de Sodio				
Hidróxido de Amonio				
Hidróxido de Bario				
Sulfato de Cobre (II)				
Carbonato de Níquel II				
Cromato de Potasio				
Sulfato de Fierro (II)				
Nitrato de Plomo				
Oxido de Plomo				®
Oxido de Mercurio				
Oxido de Fierro				

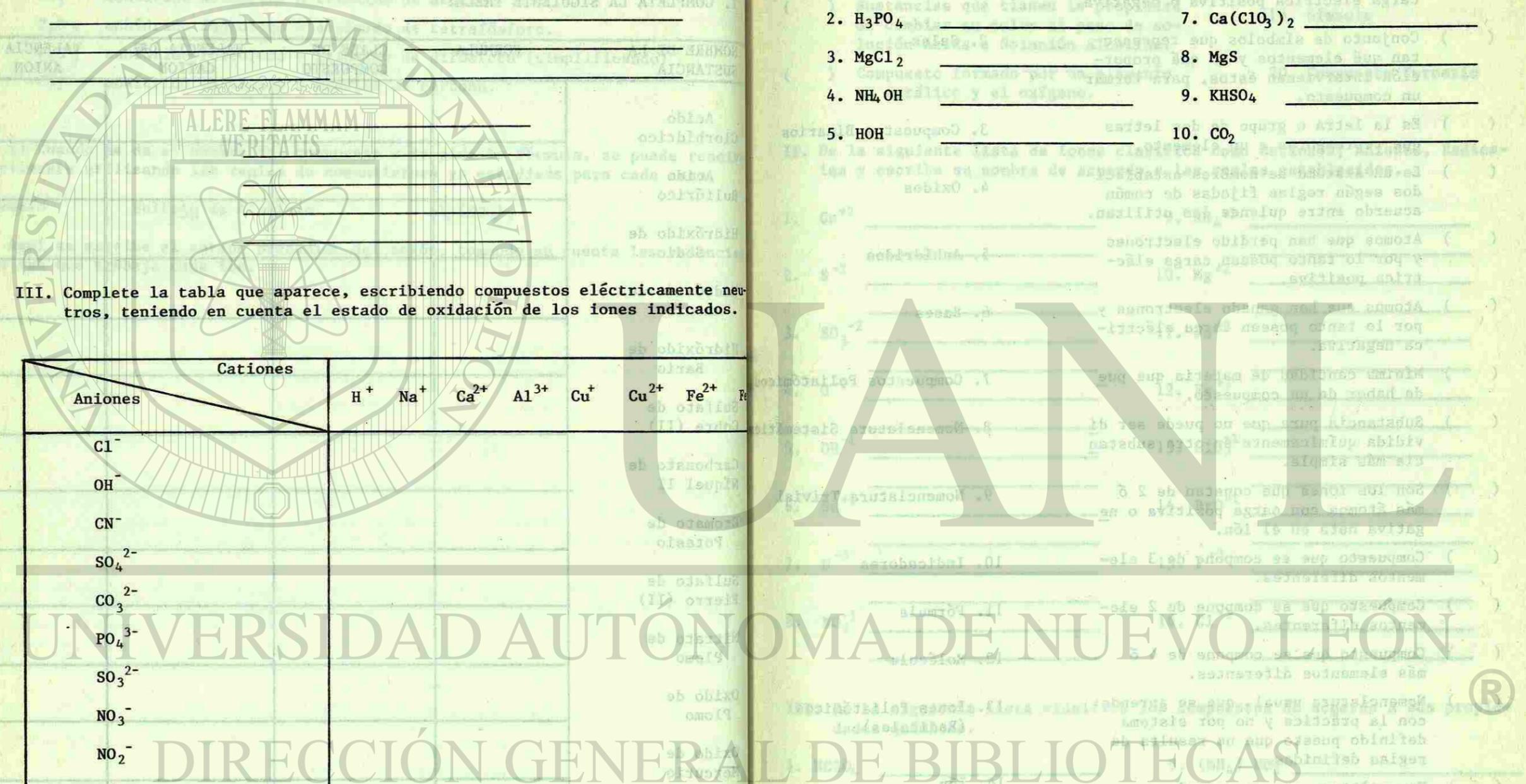
II. Recordando que la valencia del oxígeno es -2 y que el cloro, bromo y yodo tienen valencias +1, +3, +5 y +7, escriba las fórmulas de los iones formados por la combinación del oxígeno con los halógenos.

III. Complete la tabla que aparece, escribiendo compuestos eléctricamente neutros, teniendo en cuenta el estado de oxidación de los iones indicados.

Aniones \ Cationes	Cationes							
	H ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Cu ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺
Cl ⁻								
OH ⁻								
CN ⁻								
SO ₄ ²⁻								
CO ₃ ²⁻								
PO ₄ ³⁻								
SO ₃ ²⁻								
NO ₃ ⁻								
NO ₂ ⁻								
F ⁻								
SCN ⁻								
IO ₄ ⁻								
O ²⁻								
O ₂ ²⁻								

IV. De la siguiente lista clasifica los compuestos de acuerdo a la cantidad de elementos.

- | | |
|---|---|
| 1. Fe(OH) ₂ _____ | 6. NaHCO ₃ _____ |
| 2. H ₃ PO ₄ _____ | 7. Ca(ClO ₃) ₂ _____ |
| 3. MgCl ₂ _____ | 8. MgS _____ |
| 4. NH ₄ OH _____ | 9. KHSO ₄ _____ |
| 5. HOH _____ | 10. CO ₂ _____ |



UNIDAD I NOMENCLATURA

LABORATORIO # 2

I. Relacionará las siguientes columnas:

- | | |
|---|------------------------------------|
| () Son átomos que han ganado o perdido electrones, por lo tanto tendrán carga eléctrica positiva o negativa. | 1. Acidos |
| () Conjunto de símbolos que representan qué elementos y en qué proporción intervienen éstos, para formar un compuesto. | 2. Sales |
| () Es la letra o grupo de dos letras que representan a un elemento. | 3. Compuestos Binarios |
| () Es un sistema de nombres establecidos según reglas fijadas de común acuerdo entre quienes las utilizan. | 4. Oxidos |
| () Átomos que han perdido electrones y por lo tanto poseen carga eléctrica positiva. | 5. Anhídridos |
| () Átomos que han ganado electrones y por lo tanto poseen carga eléctrica negativa. | 6. Bases |
| () Mínima cantidad de materia que puede haber de un compuesto. | 7. Compuestos Poliatómicos |
| () Sustancia pura que no puede ser dividida químicamente en otra sustancia más simple. | 8. Nomenclatura Sistemática |
| () Son los iones que constan de 2 ó más átomos con carga positiva o negativa neta en el ión. | 9. Nomenclatura Trivial |
| () Compuesto que se compone de 3 elementos diferentes. | 10. Indicadores |
| () Compuesto que se compone de 2 elementos diferentes. | 11. Fórmula |
| () Compuesto que se compone de 4 ó más elementos diferentes. | 12. Molécula |
| () Nomenclatura usual, que se aprende con la práctica y no por sistema definido puesto que no resulta de reglas definidas. | 13. Iones Poliatómicos (Radicales) |
| () Nomenclatura que se aprende por reglas o sistemas definidos. | 14. Ión |
| () Sustancia que al disolverse en el agua se disocia dando iones H^+ | 15. Anión |
| () Son compuestos que resultan de la reacción de un ácido con una base. | 16. Nomenclatura |

- | | |
|---|------------------------|
| () Compuestos capaces de aumentar la concentración de Iones Hidroxilo $(OH)^-$ al disolverse en agua. | 17. Elemento |
| () Compuestos formados por la combinación del oxígeno con otros elementos. | 18. Cation |
| () Sustancias que tienen la propiedad de cambiar su color al paso de solución Ácida a Solución Alcalina. | 19. Símbolo |
| () Compuesto formado por un elemento no metálico y el oxígeno. | 20. Compuesto Ternario |

II. De la siguiente lista de Iones clasifica como Cationes, Aniones, Radicales y escribe su nombre de acuerdo a las reglas establecidas.

- | | |
|----------------------|------------------------|
| 1. Ca^{+2} _____ | 9. NH_4^{+1} _____ |
| 2. S^{-2} _____ | 10. Mg^{+2} _____ |
| 3. SO_3^{-2} _____ | 11. Fe^{+2} _____ |
| 4. O^{-2} _____ | 12. Fe^{+3} _____ |
| 5. OH^{-1} _____ | 13. ClO_3^{-1} _____ |
| 6. Sn^{+2} _____ | 14. BrO^{-1} _____ |
| 7. N^{-3} _____ | 15. P^{-3} _____ |
| 8. NO_2^{-1} _____ | 16. Cl^{-1} _____ |

III. De la siguiente lista clasifica los compuestos de acuerdo a sus propiedades químicas.

- | | |
|--------------------|-----------------------|
| 1. $HClO_4$ _____ | 9. $(NH_4)NO_3$ _____ |
| 2. $MnCl_2$ _____ | 10. AgI _____ |
| 3. FeO _____ | 11. HF _____ |
| 4. N_2O_3 _____ | 12. P_2O_5 _____ |
| 5. K_3PO_4 _____ | 13. Na_2O _____ |

- | | |
|---|--|
| 6. Hg(OH) ₂ _____ | 14. NaHSO ₄ _____ |
| 7. HCl _____ | 15. AlN _____ |
| 8. Ba ₃ (AsO ₄) ₂ _____ | 16. H ₂ SO ₄ _____ |

IV. De la siguiente lista de compuestos determina.

- a) La valencia de un ión.
- b) Si es compuesto Binario, compuesto Ternario o Poliatómico.
- c) Si es un ácido, base, sal, óxido o anhídrido.
- d) El nombre de acuerdo a las reglas de nomenclatura.

- | | | | |
|--------------------------------------|----------|---|----------|
| 1. HClO ₂ | a) _____ | 2. K ₃ PO ₃ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 3. NaHSO ₃ | a) _____ | 4. Al ₂ S ₃ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 5. Sn(SO ₄) ₂ | a) _____ | 6. Ca(CO ₃) | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 7. HBr | a) _____ | 8. Fe(OH) ₂ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 9. B(OH) ₃ | a) _____ | 10. H ₃ SbO ₄ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 11. NH ₄ OH | a) _____ | 12. BaSO ₄ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 13. Mg ₃ N ₂ | a) _____ | 17. Ca ₃ (PO ₄) ₂ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 14. Ca O | a) _____ | 18. Cl ₂ O ₇ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |
| 15. N ₂ O ₃ | a) _____ | 19. H I | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |

- | | | | |
|-------------------------|----------|------------------------|----------|
| 16. Hg(OH) ₂ | a) _____ | 20. NaHCO ₃ | a) _____ |
| | b) _____ | | b) _____ |
| | c) _____ | | c) _____ |
| | d) _____ | | d) _____ |

V. De la siguiente lista de nombres de compuestos escribe la fórmula y valencia de cada ión que lo forma.

1. Permanganato de potasio _____
2. Acido hipoyodoso _____
3. Nitrato de cobre II _____
4. Hidróxido de fierro III _____
5. Yoduro de litio _____
6. Acido clorhídrico _____
7. Sulfato cuproso _____
8. Carbonato ácido de sodio _____
9. Anhídrido carbónico _____
10. Arseniato de Cadmio _____
11. Fosfato de aluminio _____
12. Cromato de potasio _____
13. Oxido nitroso _____
14. Cianuro de potasio _____
15. Oxido de cromo III _____
16. Acido sulfúrico _____
17. Hidróxido de mercurio II _____
18. Sulfito férrico _____
19. Trióxido de nitrógeno _____
20. Acido sulfhídrico _____

CAPITULO ALFABETICO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIDAD I NOMENCLATURA

LABORATORIO # 3

1. Define el término de Nomenclatura.
2. Define la Nomenclatura Usual o Trivial.
3. Qué significa la Nomenclatura I.U.P.A.C.?
4. Explique cuál fue la razón por la que se utilizaron las Reglas de Nomenclatura en Química?
5. Define Ión, Anión y Cation.
6. Cuáles son los pasos o el procedimiento general de Combinación para la formación de Compuestos?
7. Explique la clasificación de los Compuestos de acuerdo al número de elementos diferentes que los forman.
8. De la siguiente lista de Cationes, escribe su nombre de acuerdo a sus reglas.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H ⁺		Ca ⁺²	
H ₃ O ⁺		Fe ⁺²	
NH ₄ ⁺		Fe ⁺³	
PH ₄ ⁺		As ⁺³	
Na ⁺		As ⁺⁵	
Ag ⁺		Co ⁺³	
Cu ⁺		Co ⁺²	
Cu ⁺²		Hg ⁺²	
Sn ⁺²		Mn ⁺²	
Sn ⁺⁴		Al ⁺³	

9. De la siguiente lista de Aniones, escribe su nombre de acuerdo a sus reglas.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H		NO ₂	
F ⁻		NO ₃ ⁻	
Cl ⁻		PO ₃ ⁻³	
O ⁻²		PO ₄ ⁻³	
S ⁻²		SO ₃ ⁻²	
P ⁻³		SO ₄ ⁻²	
N ⁻³		ClO ⁻	
CO ₃ ⁻		ClO ₂ ⁻	
OH ⁻		ClO ₃ ⁻	
CN ⁻		ClO ₄ ⁻	

10. De la siguiente lista de Compuestos, clasificalos en Compuestos Binarios, Ternarios, Poliatómicos.

a) NaNO ₂	_____	f) Cu(ClO ₄) ₂	_____
b) NH ₄ OH	_____	g) H ₂ S	_____
c) H ₂ SO ₄	_____	h) ZnS	_____
d) CaCl ₂	_____	i) Hg(OH) ₂	_____
e) HOH	_____	j) N ₂ O ₃	_____

11. Da 5 ejemplos de elementos que presentan 2 grados de Oxidación.

12. Da 6 ejemplos de elementos que presentan 4 grados de Oxidación.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIDAD I NOMENCLATURA
LABORATORIO # 4

1. ¿Qué es un ácido?
2. ¿Qué es un Hidrácido?
3. ¿Qué es un Oxiácido?
4. ¿Cuál es la diferencia que existe al nombrar un Acido Binario y un Acido Ternario?
5. De acuerdo a las Reglas de Nomenclatura, escribe el nombre o la fórmula de los siguientes Acidos.

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
H ₂ CO ₃	_____	Acido Fosforoso	_____
H ₂ SO ₄	_____	Acido Hipoyodoso	_____
H ₃ PO ₄	_____	Acido Yodhídrico	_____
HBr	_____	Acido Sulfuroso	_____
HIO ₄	_____	Acido Nítrico	_____
H ₂ S	_____	Acido Arsenioso	_____
HCl	_____	Acido Clórico	_____
HClO	_____	Acido Per Brómico	_____
H ₃ AsO ₄	_____	Acido Sulfhídrico	_____
HNO ₂	_____	Acido Fluoroso	_____

UNIDAD I NOMENCLATURA
LABORATORIO # 5

1. ¿Qué es un Hidróxido?
2. ¿Cuál es el grupo principal de los Hidróxidos?
3. Define a la Reacción de Neutralización.
4. ¿Por qué es importante la Reacción de Neutralización como fuente de Sales?
5. De acuerdo a las Reglas de Nomenclatura, escribe el nombre de la fórmula de las siguientes Bases.

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
Ca(OH) ₂	_____	Hidróxido de Aluminio	_____
Fe(OH) ₂	_____	Hidróxido Ferroso	_____
Pb(OH) ₂	_____	Hidróxido de Cobre II	_____
Co(OH) ₂	_____	Hidróxido de Boro	_____
As(OH) ₂	_____	Hidróxido de Mercurio I	_____
Sn(OH) ₂	_____	Hidróxido de Potasio	_____
Sn(OH) ₄	_____	Hidróxido de Sodio	_____
Ba(OH) ₂	_____	Hidróxido de Zinc	_____
NH ₄ OH	_____	Hidróxido Cúprico	_____
Hg(OH) ₂	_____	Hidróxido de Plata	_____

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIDAD I NOMENCLATURA

LABORATORIO # 6

- ¿Qué es una Sal?
- ¿Cuál es la diferencia que existe al nombrar una Sal Binaria y una Sal Ternaria?
- ¿Cuál es el principal elemento de los Oxidos?
- ¿Cuál es la diferencia entre un Oxido y un Anhídrido?
- ¿Cómo se clasifican a los Oxidos?
- ¿Cuál es la diferencia que existe al nombrar un Oxido Metálico y un Oxido No-Metálico o Anhídrido?
- De acuerdo a las Reglas de Nomenclatura escribe la fórmula o el nombre de las siguientes Sales.

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
FeCl ₂	_____	Carbonato de Cobre I	_____
PbI ₂	_____	Nitrato de Níquel II	_____
KNO ₂	_____	Cloruro Férrico	_____
CaCO ₃	_____	Nitruro de Potasio	_____
SnS	_____	Perclorato de Estaño IV	_____
Hg ₃ N ₂	_____	Fosfuro de Litio	_____
Mg(ClO ₃) ₂	_____	Fosfato Cúprico	_____
CCl ₄	_____	Sulfito de Aluminio	_____
NaIO ₂	_____	Arseniato de Cromo IV	_____
AgI	_____	Hidruro de Sodio	_____

- De acuerdo a las Reglas de Nomenclatura escribe el nombre o la fórmula de los siguientes Oxidos y Anhídridos.

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
Al ₂ O ₃	_____	Oxido Férrico	_____
FeO	_____	Anhídrido Sulfuroso	_____
N ₂ O ₅	_____	Anhídrido Carbónico	_____
N ₂ O ₃	_____	Oxido de Calcio	_____
Na ₂ O	_____	Trióxido de Difósforo	_____
CO ₂	_____	Oxido de Níquel II	_____
BaO	_____	Oxido de Potasio	_____
HgO	_____	Oxido Mercuroso	_____
Cu ₂ O	_____	Anhídrido Sulfúrico	_____
Ag ₂ O	_____	Anhídrido Perclórico	_____

- Define los siguientes conceptos:

a) Hidruros

b) Nitruros

c) Fosfuros

d) Indicadores

- Cuando el oxígeno trabaja con valencia (-1) cómo se llaman a estos compuestos?

- Da 5 ejemplos de indicadores.

- ¿Cuál es la diferencia entre un Peróxido y un Oxido Metálico?

UNIDAD I NOMENCLATURA

LABORATORIO # 7

1. ¿Cómo puedes diferenciar?:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| a) un ácido de una sal. | d) una sal de una base. |
| b) un ácido de una base. | e) una sal de un óxido. |
| c) un ácido de un óxido. | f) una base de un óxido. |

2. De la siguiente lista de compuestos, determina:

- la valencia de cada Ión.
- si es un compuesto Binario, Ternario o Poliatómico.
- si es un Acido, Base, Sal, Oxido o Anhídrido.
- el nombre de acuerdo a las reglas de nomenclatura.

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------|
| 1. SO_3 | 11. Al_2S_3 |
| 2. H_3PO_4 | 12. CaCO_3 |
| 3. CaO | 13. $\text{Hg}(\text{IO}_2)_2$ |
| 4. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ | 14. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ |
| 5. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 15. Cr_2O_3 |
| 6. Li_3PO_3 | 16. H_2SO_4 |
| 7. NH_4Cl | 17. H_2S |
| 8. $\text{Sb}(\text{OH})_4$ | 18. Mn_2O_4 |
| 9. H F | 19. HCN |
| 10. N_2O_5 | 20. $\text{Sn}(\text{CN})_2$ |

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIDAD II REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS

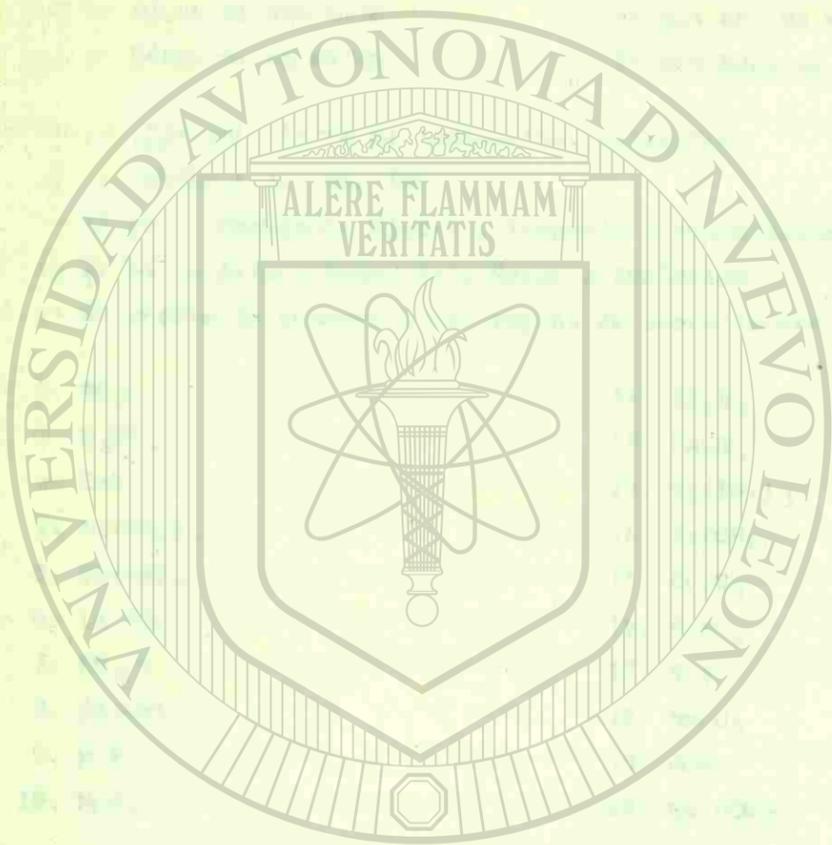
PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR: Al término de la unidad el alumno:

- Conocerá los diferentes tipos de reacción química y la forma de representarla.
- Aplicará los diversos métodos de balanceo en la misma.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 2.1 Distinguirá entre una reacción y una ecuación química.
- 2.2 Representará las reacciones químicas por medio de ecuaciones.
- 2.3 Diferenciará cada uno de los tipos de reacciones químicas.
- 2.4 Diferenciará entre reactivos y productos en una ecuación química.
- 2.5 Mencionará los factores que alteran la velocidad de una reacción química.
- 2.6 Empleará los diferentes métodos para balancear las ecuaciones químicas.
 - a) Tanteo
 - b) Redox



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

36818

REACCIONES QUIMICAS

Uno de los temas más importantes de la química es el estudio de las transformaciones que sufren las sustancias al reaccionar entre sí para convertirse en otras.

Estos cambios se conocen como fenómenos químicos y el hombre se ha interesado por conocerlos, y actualmente, cuando la química es ya una ciencia, se conocen un sinnúmero de reacciones y las leyes que las rigen.

Cuando dos o más sustancias se combinan para formar una tercera, que tienen propiedades físicas y químicas diferentes a las de aquéllas que les dieron origen, se ha llevado a cabo una reacción química.

De acuerdo a esta definición, la digestión, la fotosíntesis, la fermentación, la producción de hule, pinturas, plásticos, fibras sintéticas y muchísimos de los procesos que conocemos, se llevan a cabo gracias a que se producen reacciones químicas entre las sustancias, es decir, las sustancias formadas poseen una nueva distribución de sus átomos debido a la ruptura de los enlaces de los compuestos originales y la formación de nuevos enlaces.

En todos los cambios químicos, las sustancias que reaccionan entre sí se llaman reactivos y las que se obtienen como resultado de la reacción, se llaman productos.

No debemos olvidar que las reacciones químicas se llevan a cabo gracias a la intervención de la energía, según vimos en el curso anterior. Normalmente, la ruptura de enlaces requiere de la absorción de energía, en tanto que la formación de ellos la emite.

Podemos tener diferentes tipos de reacciones químicas, de las que las más importantes son:

- Reacciones de Síntesis o de Combinación.
- Reacciones de Análisis o de Descomposición.
- Reacciones de Sustitución o Desplazamiento.
 - Simple Sustitución
 - Doble Sustitución
 - Neutralización
- Reacciones de Oxido-Reducción
- Reacciones Reversibles
- Reacciones Irreversibles

En todas ellas existe intercambio de energía, de manera que puede haber: Reacciones endotérmicas, exotérmicas e isotérmicas.

ECUACIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas ya que es muy difícil expresar estos cambios en el lenguaje ordinario por lo que se usa el lenguaje abreviado de la química.

La ecuación química representa los cambios efectuados en una reacción, también indican las cantidades relativas de reactivos y productos. Es decir, que es una forma abreviada o de representar o de expresar un cambio químico utilizando símbolos y fórmulas.

Usualmente una ecuación química se escribe en la siguiente manera:

1° Se indican mediante símbolos, las fórmulas de las especies químicas (elemento, compuesto o ión) que van a reaccionar (reactivos o reactivos); pueden estar precedidos de un coeficiente que indica la cantidad con la cual cada especie va a intervenir en la reacción química. Si hay más de una especie reactante se separan mediante el signo (+).

2° A continuación se pueden escribir los signos siguientes:

- a) \longrightarrow Para indicar una transformación irreversible de los reactivos a otras especies químicas.
- b) \rightleftharpoons Que indican una transformación reversible de los reactivos a otras especies químicas.
- c) \rightleftharpoons o \rightleftharpoons para expresar el sentido predominante de la reversibilidad de la reacción.

Arriba y/o abajo de las flechas se pueden indicar las condiciones experimentales en forma abreviada (temperatura, presión, PH, solvente, etc.) y a éstas las llamamos "catalizadores" que pueden ser positivos o negativos.

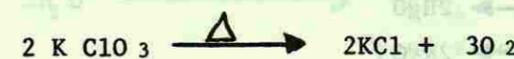
3° Finalmente, se escriben mediante símbolos las fórmulas de las especies químicas (elemento, compuesto o ión) producidas en la reacción (productos), los cuales pueden estar precedidos por coeficientes que indican la cantidad de cada especie obtenida como resultado de la reacción química. Si hay más de una especie obtenida, se separan mediante el signo (+).

4° En ciertos casos se indica después de los productos la cantidad de energía, expresada como calor, consumida o liberada en la reacción.

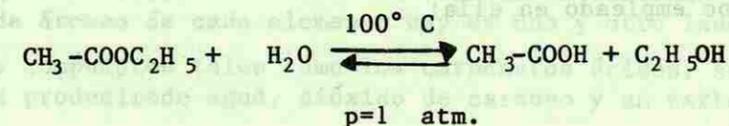
5° Para dar mayor información relativa al estado físico de las especies químicas participantes, se usan los símbolos: (g), (l) y (s) para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente.

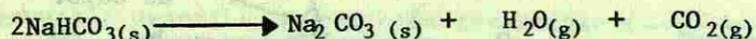
También se utilizan los símbolos \uparrow y \downarrow para indicar gases o precipitados.

Ejemplos:



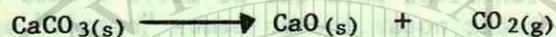
Esta ecuación indica que cuando se calientan (Δ) 2 moles de KClO_3 (reactante) se producen irreversiblemente (\longrightarrow) 2 moles de KCl y se desprenden (\uparrow) 3 moles de gas oxígeno.





Cuando el bicarbonato común se cocina (carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio) se calienta se descompone produciendo agua, dióxido de carbono y carbonato de sodio.

Cuando algunos carbonatos se calientan, se descomponen produciendo dióxido de carbono:



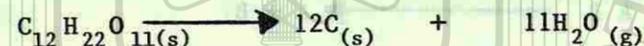
Al calentar piedra caliza (carbonato de calcio), uno de los productos que se obtienen es el dióxido de carbono.

Cuando se calientan los hidratos se descomponen emitiendo agua:



Cuando un hidrato del tipo de los cristales de sal de Epsom (sulfato de magnesio heptahidratado) se someten a calor, se producen sulfato de magnesio y agua.

Algunos compuestos (no hidratos) sometidos al calor se descomponen cediendo agua:



El azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se descompone cuando se calienta para formar caramelo color café o un sólido negro (carbono) y agua.

c) Reacciones de Sustitución o Desplazamiento Simple.

En este tipo de reacciones, un elemento reacciona sustituyendo o reemplazando a otro dentro de un compuesto.

Este tipo de reacción se representa mediante las dos ecuaciones generales siguientes:

1. Un metal que reemplaza a un ión metálico en una sal o un ión hidrógeno en un ácido.



2. Un no metal que sustituye un ión no metálico en su sal o su ácido.



En el primer caso, la sustitución depende de los dos metales participantes, decir, A y B. Se ha logrado acomodar los metales en una serie denominada serie electromotriz, de tal modo que cada elemento de la misma desplazará de una solución acuosa de su sal a cualesquiera de los que le siguen. Aunque el hidrógeno no es metal, se le incluye en esta serie: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cd, Ni, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Au. Es necesario que el lector se familiarice con este orden general para que pueda completar y balancear las ecuaciones químicas relacionadas con reacciones de sustitución.

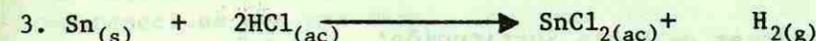
Ver las siguientes reacciones de sustitución:



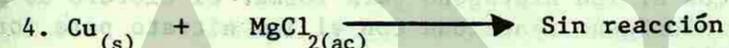
El hierro tiene una posición superior en la serie electromotriz en relación al cobre, por lo cual, el hierro reemplazará al cobre (II) en su sal. Para metales que tienen varios números de oxidación, con frecuencia se forma el que posee el número de oxidación más bajo. En consecuencia, la nueva sal es FeSO_4 y no $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.



El zinc tiene una posición más alta dentro de la serie electromotriz que el hidrógeno, entonces, el zinc reemplazará al ion hidrógeno en el ácido.



El estaño queda más arriba que el hidrógeno en la serie electromotriz, en consecuencia, reemplazará al ion hidrógeno del ácido. La sal del metal con el número de oxidación más bajo es la que se forma en este caso, por lo que la nueva sal es SnCl_2 y no SnCl_4 .



El cobre queda más abajo que el magnesio en la serie electromotriz, por lo que no se producirá ninguna reacción.



El potasio está en una posición alta en la serie electromotriz y puede sustituir a un átomo de hidrógeno del agua para formar el hidróxido e hidrógeno. Si la fórmula del agua se escribe H-OH, la sustitución de un átomo de hidrógeno del agua realizada por el potasio, hará que se entienda con más claridad la ecuación. Sólo los metales muy reactivos que se encuentran en la parte más alta de la serie electromotriz reaccionan con el agua, ya que ésta se caracteriza por un enlace covalente muy firme y no es ni una sal ni un ácido ordinarios.

En el segundo caso, cuando un no metal reemplaza a un ion no metálico de su sal, la sustitución depende de los dos no metales participantes -o sea, X y C. Existe una serie similar a la serie electromotriz para los halógenos no metálicos: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . El flúor reemplazará al ion cloruro de una solución acuosa de su sal, el cloro sustituirá al bromuro y el bromo reemplazará al yoduro.

Examínense las siguientes reacciones de reemplazamiento o sustitución:



El gas cloro reemplaza al bromo en una solución acuosa de su sal para dar la sal de cloruro y bromo. (Un error muy común en los estudiantes es olvidar escribir el bromo como una molécula diatómica).

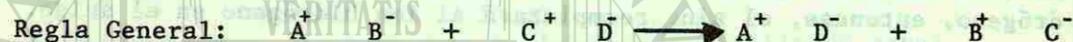


El bromo disuelto en agua reemplaza al yoduro de una solución acuosa de su sal para dar sal de bromuro y yodo disuelto en agua.

d) Reacciones de Sustitución o Desplazamiento Doble.

En este tipo de reacciones hay dos compuestos que participan en una reacción, en la que el ión positivo de un compuesto se intercambia con el ión positivo del otro compuesto.

Dicho de otra manera, los dos iones positivos (cationes) intercambian sus iones negativos (aniones) o acompañantes.



Ver las siguientes reacciones de Doble Sustitución:

1. Una sal y un ácido para formar un precipitado:



El ion plata se intercambia con el ion hidrógeno para formar el cloruro de plata insoluble (AgCl) y el ion hidrógeno reacciona con el ion nitrato para formar un nuevo ácido, el nítrico (HNO₃).

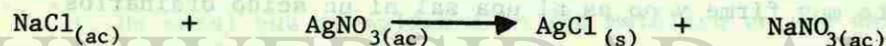
La formación de un compuesto insoluble o muy poco ionizado actúa como fuerza impulsora para estas reacciones.

2. Una sal y una base para formar un precipitado:



En el intercambio de iones se forma una nueva sal, NaNO₃, y una nueva base, Ni(OH)₂, que es insoluble en agua.

3. Dos sales para formar un precipitado:



En el intercambio de iones se forman dos sales nuevas: el cloruro de plata (AgCl) que es insoluble en agua, y nitrato de sodio (NaNO₃) que es soluble. Esas reacciones se resumen en los dos enunciados generales siguientes:

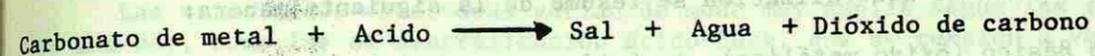


En ambos casos, uno de los dos productos es casi siempre insoluble en agua o débilmente ionizado.

4. Carbonato de un metal y un ácido:



El ion magnesio cambia de lugar con el ion hidrógeno para formar la sal MgCl₂. El ion hidrógeno reacciona con el ion carbonato produciendo ácido carbónico (H₂CO₃), que es inestable y que se descompone para formar agua y dióxido de carbono. El carbonato de magnesio es uno de los ingredientes de un antiácido muy popular y esta reacción es la base de la acción del antiácido para neutralizar el ácido (HCl) del estómago. Este tipo de reacción se resume del siguiente modo:

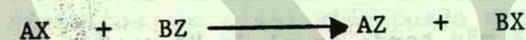


e) Reacciones de Neutralización.

Este tipo de reacción es un método que se utiliza en la industria para la formación de sales, dependiendo si es un ácido binario o ácido ternario.

La reacción de neutralización es aquella en la que un ácido o un óxido de ácido reacciona con una base o un óxido básico. En la mayoría de estas reacciones, uno de los productos es el agua. La formación del agua actúa como la fuerza impulsora de la neutralización, dado que este compuesto sólo se ioniza ligeramente y en su formación también se desprende calor.

Este mecanismo se representa mediante la ecuación general,



en donde AX es un ácido o un óxido ácido y BZ es una base o un óxido básico, y el agua es generalmente uno de los productos.

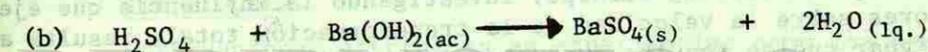
Las diferencias entre las reacciones de neutralización y las reacciones ordinarias de metátesis son: (1) en una reacción de neutralización un ácido o un óxido ácido reaccionan con una base o un óxido básico, y (2) el agua es normalmente uno de los productos de la reacción de neutralización.

Ver las siguientes ecuaciones de reacciones de neutralización:

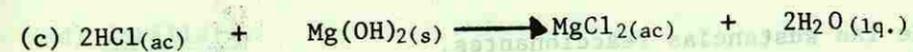
1. Un ácido y una base:



El ion sodio se intercambia con el ion hidrógeno para producir cloruro de sodio (NaCl) que es soluble en agua, y el ion hidrógeno reacciona con el ion hidróxido dando agua, que está ligeramente ionizada. La fórmula correcta del cloruro de sodio puede escribirse sólo cuando se conocen los números de oxidación del Na y del Cl en su estado combinado -esto es, Na¹⁺ y Cl¹⁻- de lo que resulta NaCl.



El ion bario se intercambia con los iones hidrógeno para formar sulfato de bario, que es insoluble en agua, y el ion hidrógeno reacciona con el ion hidróxido para producir agua.



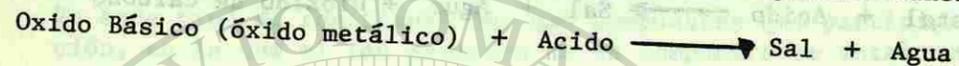
También en este caso, un ácido y una base reaccionan para dar la sal MgCl₂ y agua. Este tipo de reacción de neutralización se resume como sigue:



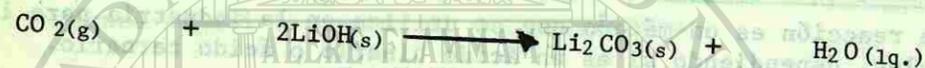
2. Un óxido básico (óxido metálico) y un ácido:



El ion zinc se intercambia con el ion hidrógeno formando la sal ZnCl_2 ; el ion hidrógeno reacciona con el ion óxido dando agua, ligeramente ionizada. Este tipo de reacción de neutralización se resume de la siguiente manera:



3. Un óxido ácido (óxido no metálico) y una base.



El dióxido de carbono reacciona con el hidróxido de litio dando una sal, Li_2CO_3 y agua. El número de oxidación del C en el CO_2 es 4^+ , lo mismo que en la sal, Li_2CO_3 . La fórmula correcta de la sal se escribe basándose en el conocimiento de los números de oxidación del litio y de la carga iónica del carbonato -que son, Li^+ y CO_3^{2-} -o sea, Li_2CO_3 . Esta clase de reacción de neutralización se resume como sigue:



Otro tipo de reacción que se verá más tarde es el de "Redox". Para escribir ecuaciones balanceadas de las reacciones de "Redox" se requieren métodos o técnicas especiales y no pueden balancearse por el método de tanteo.

FACTORES QUE ALTERAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCION QUIMICA

La cinética química se ocupa de la velocidad de las reacciones y de su mecanismo. El término velocidad de reacción se utiliza para expresar la mayor o menor rapidez, con que se producen las transformaciones químicas.

El término mecanismo de reacción indica la secuencia de etapas a través de las cuales tiene lugar la reacción total. En la mayoría de las reacciones se ponen de manifiesto únicamente las sustancias iniciales y las que aparecen como productos finales, esto es, sólo es observable la reacción neta o global.

Cuando una reacción tiene lugar en etapas, en algunas de ellas se forman probablemente especies químicas intermedias, que no se ponen de manifiesto porque las consumen las etapas siguientes. Sin embargo, investigando la influencia que ejercen distintos factores sobre la velocidad de la transformación total, resulta a veces posible averiguar cuáles son los productos intermedios y cómo intervienen en el mecanismo de la reacción.

Experimentalmente se demuestra que los factores más importantes que influyen en la velocidad de una reacción química son cuatro:

- Naturaleza de las sustancias reaccionantes.
- Concentración
- Temperatura
- Catálisis

a) Naturaleza de las sustancias reaccionantes.

En toda reacción química se forman y deshacen enlaces, y la velocidad a que estos hechos suceden depende de los enlaces particulares que en cada caso intervienen. Experimentalmente se comprueba que la velocidad de reacción es función de la naturaleza de las sustancias que reaccionan.

Las velocidades observadas varían de modo muy amplio según los reactivos. Las hay, como las de neutralización ácido-base, que se cumplen a veces en una millonésima de segundo, haciendo muy difícil su medición. Otras, como las que ocurren en los procesos geológicos, no siempre llegan a su fin en un millón de años y apenas pueden ser observadas en el corto tiempo de una vida humana.

b) Concentración de las sustancias reaccionantes.

Se comprueba experimentalmente que la velocidad de una reacción química homogénea depende de las concentraciones de los reactivos. Se llama reacción homogénea la que se produce en una sola fase, y se denomina heterogénea aquella que precisa dos fases por lo menos. En las reacciones heterogéneas se ha visto que la velocidad de reacción es proporcional al área de la superficie en contacto entre las fases.

En las reacciones homogéneas la velocidad depende de la concentración de los reactivos disueltos. La disolución puede ser líquida o gaseosa.

En el primer caso es factible alterar la concentración de un reactivo añadiendo más cantidad o separando una porción, o bien cambiando el volumen del sistema por adición o sustracción de disolvente. El efecto específico de cada caso ha de determinarse experimentalmente. Así, en la reacción entre las sustancias A y B, la introducción de una cantidad adicional de aquella puede hacer que la velocidad de reacción aumente, disminuya o quede inalterada, según la reacción de que se trate y, desde un punto de vista cuantitativo, puede ocurrir que dicha velocidad se duplique, triplique, se haga la mitad, etc.

La ecuación o fórmula general de la ley de la velocidad es:

$$\text{Velocidad} = K [\text{A}]^n [\text{B}]^m \dots$$

donde n es el exponente al que debe elevarse la concentración de A y m el de la concentración de B para que la ecuación resuma los datos experimentales. Los puntos suspensivos representan otros posibles reactivos del proceso químico, que pueden aparecer en la expresión de la ley.

c) Temperatura.

Observaciones efectuadas en experiencias como las descritas anteriormente indican que la elevación de temperatura aumenta la velocidad de cualquier reacción, y que la disminución de aquel factor provoca un descenso en dicha velocidad, lo mismo en el caso de las reacciones exotérmicas que en el de las endotérmicas.

d) Catálisis.

Se ha comprobado experimentalmente que algunas reacciones se aceleran o retardan con la presencia de sustancias que, una vez finalizada la reacción, permanecen igual que al comienzo; tales sustancias se denominan catalizadores, llamándose catálisis a la acción que producen. A menudo bastan indicios de un

catalizador para que la reacción se acelere o retarde. Los catalizadores que aceleran una reacción se llaman catalizadores positivos y los que retardan la reacción se llaman catalizadores negativos.

Existe un tipo especial de catálisis en la que la reacción está catalizada por uno de los productos que ella origina, a este tipo se le conoce como auto-catálisis.

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

Como una ecuación química es la forma en que podemos describir una reacción, no sólo nos debe representar las sustancias que en ella intervienen, sino que nos debe escribir las cantidades molares de dichos materiales.

Los coeficientes o números que preceden las fórmulas nos dicen cuántas moles de cada material intervienen:



En esta ecuación, 2 moles de propano reaccionan con 7 de oxígeno para formar 6 de monóxido de carbono y 8 de agua.

Si comparamos el número de átomos de cada lado de la reacción veremos que:

En los reactivos tenemos: 6 átomos de C (2 x 3)
16 átomos de H (2 x 8)
14 átomos de O (7 x 2)

En los productos tenemos: 6 átomos de C
16 átomos de H (8 x 2)
14 átomos de O (6 + 8)

Por lo tanto, el número de átomos no varía.

Decimos entonces que esta ecuación está balanceada, o igualada.

Para que una ecuación química represente una reacción, debe cumplir con las siguientes condiciones:

- 1) Las fórmulas representadas deben estar correctamente escritas y corresponder a las sustancias que queremos expresar.
- 2) Los coeficientes de los reactivos y de los productos deben corresponder a la ecuación balanceada, es decir, debe cumplirse la ley de la Conservación de la Materia.

De esta manera, la ecuación nos informa claramente qué sucede con los átomos y moléculas de una reacción, además de que podemos deducir las relaciones de pesos de la misma.

Existen varios métodos para balancear ecuaciones, de los que estudiaremos:

* Método de tanteo o acierto y error. (por inspección)

* Método de oxidación-reducción o REDOX.

En cualquier método que elijamos para igualar una ecuación debemos siempre considerar varios puntos importantes:

- a) Conocer qué elementos presentan moléculas diatómicas (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).
- b) No omitir cargas en las especies iónicas.
- c) No cambiar los subíndices de las fórmulas. Podemos ensayar varios coeficientes.
- d) Observar cuáles son los radicales que no se alteran en la reacción ($\text{SO}_4^{-2}\text{OH}^-$, NO_3^-).
- e) Observar si en las sustancias se indica el estado de agregación en que se encuentran. Aparece como subíndice (g), (s) o (l); si no se especifica, es que la reacción está en disolución.

BALANCEO POR EL METODO DE TANTEO O DE INSPECCION

Las ecuaciones químicas que se verán en este capítulo se equilibran "por inspección". A continuación se sugieren algunos lineamientos que no constituyen reglas, dado que no son aplicables en forma general a todas las ecuaciones, pero que serán de cierta utilidad en las ecuaciones más sencillas que se encontrarán en este capítulo. Recuérdese que se trata de balancear el número de átomos o moles de átomos de cada elemento y que debe de tenerse el mismo número de átomos o moles de átomos a ambos lados de la ecuación.

1. Escribir las fórmulas correctas de los reactivos y los productos, colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha, separados por \longrightarrow , \longleftarrow o $=$. Los reactivos y productos se separan entre sí por medio de un signo +. Una vez que se escribe la fórmula correcta, no debe cambiarse durante la siguiente operación de balanceo.
2. Elegir el compuesto que contiene el mayor número de átomos de un elemento, ya sea que se trate de un reactivo o un producto. Por regla general, este elemento no debe ser hidrógeno, oxígeno o un ion poliatómico. Balancear o igualar el número de átomos de este compuesto con el átomo correspondiente del otro lado de la ecuación, colocando un coeficiente que preceda a la fórmula del elemento o el compuesto. Si se coloca un 2 delante de H_2O , es decir $2\text{H}_2\text{O}$, entonces se tendrán cuatro átomos de H y 2 átomos de O; por lo que debe aparecer la misma cantidad de átomos en el otro lado de la ecuación. Si no se coloca ningún número delante de la fórmula, se supondrá que es 1. En ninguna circunstancia deberá cambiarse la fórmula correcta de un compuesto para balancear la ecuación.
3. A continuación, balancear los iones poliatómicos que permanecen iguales a ambos lados de la ecuación. Esos iones poliatómicos se balancean como una sola unidad. En algunos casos deberá modificarse el coeficiente que se había escrito delante del compuesto, según se indica en el punto 2, con el objeto de balancear el ion poliatómico. Si esto sucede, recordar que debe ajustarse concomitantemente el coeficiente del otro lado de la ecuación.

4. Balancear los átomos de H y luego los de O. Si aparecen como parte del ion poliatómico, ya se habrán balanceado, de modo que no es necesario volver a hacerlo.
5. Verificar todos los coeficientes para comprobar que sean números enteros y que están en la menor proporción posible. Si los coeficientes son fracciones, entonces todos ellos deben multiplicarse por algún número de modo que todos, incluyendo la fracción, queden expresados en enteros. Si se tiene un coeficiente como, por ejemplo, $\frac{5}{2}$ ó $2\frac{1}{2}$ entonces todos los coeficientes deberán multiplicarse por 2. De esta manera, $\frac{5}{2}$ o $2\frac{1}{2}$ cambiarán por 5, que es un número entero. El coeficiente se reduce a la relación menor posible; por ejemplo, si los coeficientes son 6, 9 \rightarrow 3, 12, pueden reducirse dividiendo entre 3 para obtener la relación más baja posible, o sea, 2, 3 \rightarrow 1, 4.
6. Comprobar cada átomo o ion poliatómico con una \checkmark encima del átomo o el ion a ambos lados de la ecuación, para asegurarse de que ésta ha quedado balanceada. Conforme se vaya adquiriendo el dominio del balanceo de las ecuaciones, esto no será necesario.

Es el más simple y se emplea para balancear ecuaciones sencillas.

Consiste en probar diferentes coeficientes de ambos lados de la ecuación y comprobar si éstos hacen que dicha ecuación quede balanceada. Así, en la ecuación:



tenemos:

en los reactivos:

2 átomos de Al
1 ión SO_4
3 átomos de O
2 átomos de H

en los productos:

2 átomos de Al
3 iones SO_4
1 átomo de O
2 átomos de H

Si en los productos se tienen 3 iones sulfato, debemos anteponer un 3 al ácido sulfúrico; con esto hay entonces 6 átomos de hidrógeno, y como del lado derecho solo tenemos 2, debemos escribir un 3 como coeficiente del agua, de manera que la ecuación queda:



Comprobemos que está balanceada:

en los reactivos:

2 átomos de Al
3 iones de SO_4
3 átomos de O
6 átomos de H

en los productos:

2 átomos de Al
3 iones de SO_4
3 átomos de O
6 átomos de H

por lo que la ecuación está balanceada.

Veamos otro ejemplo:

Igualar la reacción de formación de ion ferroso (Fe^{+2}), ion amonio (NH_4^+) e ion sulfato (SO_4^{-2}) a partir del sulfato ferroso diamónico.

- 1) Escribimos la reacción:



- 2) Procedemos a balancearla:

- a) 2 grupos NH_4 en los reactivos, suponen 2 iones en el producto por lo que anteponeamos este número como coeficiente al ión amonio:



- b) Dos grupos SO_4 del lado izquierdo suponen 2 iones de lado derecho: debemos escribir un 2 delante del SO_4^{-2} :



que es la ecuación igualada, ya que el miembro izquierdo es neutro (carga 0) y el derecho también lo es: $(+2) + (2)(+1) + 2(-2) = 0$.

Pongamos un tercer ejemplo:

El ácido clorhídrico se obtiene al hacer reaccionar cloruro de sodio con ácido sulfúrico. Escribir y balancear esta ecuación.

- 1) Escribimos la ecuación:



- 2) La balanceamos:

- a) En los reactivos hay un sodio y en los productos dos, debemos anteponer un 2 al NaCl:



- b) Ahora tenemos dos cloros de un lado y uno del otro, que debemos igualar:



y la ecuación queda balanceada. Comprobémoslo:

en los reactivos:

2 átomos de Na
2 átomos de Cl
2 átomos de H
1 ión SO_4^{-2}

en los productos:

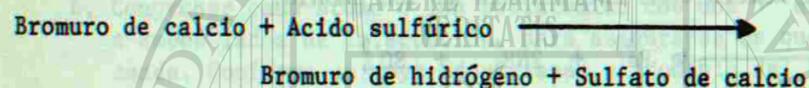
2 átomos de Na
2 átomos de Cl
2 átomos de H
1 ión SO_4^{-2}

Las ecuaciones verbales constituyen otra forma de escribir una ecuación química, y expresan dicha ecuación con palabras en lugar de utilizar símbolos y fórmulas. Para escribir y balancear ecuaciones verbales lo único que se requiere es aplicar los lineamientos o pasos que se indican al principio de este tema, con especial énfasis en el punto 1: las fórmulas correctas de los elementos o los compuestos deben escribirse a partir de los nombres. En este caso se aplicará la nomenclatura aprendida en la unidad I.

Ver el siguiente ejemplo sobre cómo cambiar una ecuación verbal en ecuación química y balancearla por el método de Tanteo o por Inspección.

Ejemplo:

Ecuación verbal



Según el punto 1, lo primero que debe hacerse es escribir las fórmulas correctas de cada uno de los nombres de los compuestos.

Ecuación química



Una vez que se ha escrito la fórmula correcta, no debe cambiarse para balancearla. Se comienza por el CaBr_2 (punto 2). Se coloca un 2 antes del HBr para balancear los átomos de Br. El SO_4^{2-} se balancea (punto 3) al igual que los átomos de H (punto 4). Los coeficientes son números enteros y se encuentran en la menor proporción posible (punto 5). Se corrobora cada átomo (punto 6) y la ecuación balanceada será la siguiente:



Ecuación verbal



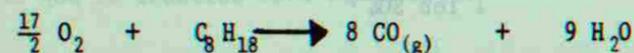
Ahora se escriben las fórmulas correctas de los nombres (punto 1).

Ecuación química.

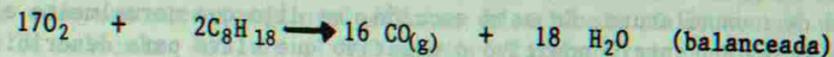


Para balancear los átomos de carbono (punto 2) escribiendo un 8 antes del CO, es decir, 8 CO, y luego balancear los átomos de H (punto 4) colocando un 9 antes de H_2O , o sea, 9 H_2O , se requieren 17 átomos de O en los reactivos. Escribanse $\frac{17}{2}$ u $8\frac{1}{2}$ antes del O_2 , es decir $\frac{17}{2}$ O_2 (punto 4) para obtener los 17 átomos de O necesarios.

Así pues, se obtiene la siguiente ecuación.



Los coeficientes no son números enteros (punto 5), por lo tanto, todos los coeficientes deberán multiplicarse por 2. Compruebe cada átomo (punto 6) para obtener la siguiente ecuación balanceada:



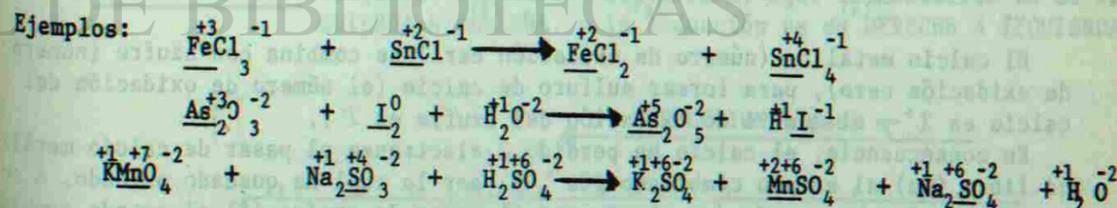
RESUMEN DE LOS TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Tipo de Reacción	Regla General
Reacción de Combinación	$A + B \longrightarrow AB$
Descomposición	$AB \longrightarrow A + B$
Sustitución Simple	$A + BC \longrightarrow AC + B$
Doble Sustitución	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$
Neutralización	Acido + Base \longrightarrow Sal + H_2O
	Oxido Acido + Oxido Básico \longrightarrow H_2O + Sal

REACCIONES OXIDO-REDUCCION (REDOX)

Anteriormente se mencionó la existencia de un tipo especial de reacción química denominada Oxidación-Reducción, también se mencionó que para balancear la ecuación de Oxidación-Reducción (llamada también Ecuaciones Redox), es necesario emplear técnicas especiales. En general, estas ecuaciones no se balancean fácilmente "por tanteo o inspección" como se hizo con los cinco tipos simples de reacciones (Combinación, Descomposición, Sustitución Simple, Metátesis o Doble Sustitución y Neutralización) que se vieron con detalle anteriormente. Las ecuaciones de tres de estas clases de reacciones (combinación, descomposición y sustitución) son también de Oxido-Reducción, pero el balanceo de las mismas es más o menos simple, y pueden balancearse "por tanteo".

Reacciones óxido-reducción llamadas también en forma abreviada "Redox" son aquellas donde se modifica las estructuras electrónicas y en donde algunos elementos que intervienen en la reacción pierden electrones (se oxidan) y otros los ganan (se reducen) de tal manera que siempre que un elemento gane electrones es porque habrá otro que los pierda, en esta forma la pérdida y la ganancia de electrones tiene que ir conjunta.



Antes de considerar las definiciones de oxidación y reducción, será preciso revisar todo lo referente a los números de oxidación, tema que se trató en la unidad de nomenclatura. En esta sección, se dijo que normalmente el número de oxidación es un entero positivo o negativo que sirve para describir la capacidad de combinación de un elemento en un compuesto.

Ahora estableceremos que el cambio en el número de oxidación de un estado (por ejemplo, el estado libre) a otro (por ejemplo, el estado combinado), implica que un cierto número de electrones se pierda (cambio positivo: recuérdese que los electrones están cargados negativamente) o se gane (cambio negativo), al pasar del primer estado (por ejemplo, el estado libre en el que el número de oxidación se consideraba cero) al otro estado (por ejemplo, el combinado).

En una época, oxidación significaba sólo la combinación de un elemento con el oxígeno; pero en la actualidad el término se ha ampliado y ahora oxidación se define como un cambio químico en el que una sustancia pierde electrones o uno o más elementos del mismo aumentan su número de oxidación. Si un elemento pierde electrones (negativos), entonces el elemento resultante registrará un incremento en su número de oxidación.

La reducción es una transformación química en la que una sustancia gana electrones o uno o más de sus elementos reduce su número de oxidación. Si un elemento adquiere electrones (negativos), entonces, el elemento resultante tendrá una disminución (algebraica) en su número de oxidación.

En una reacción dada, siempre que una sustancia se oxida, pierde electrones en favor de otra sustancia que, al mismo tiempo, resulta reducida; por lo tanto, la oxidación va acompañada de una reducción y la reducción acompaña siempre a la oxidación. La correspondiente ecuación se denomina, en consecuencia, ecuación de oxidación-reducción.

En una ecuación de oxidación-reducción, la sustancia oxidada se denomina agente reductor (o simplemente reductor), ya que provoca la reducción de la otra sustancia. En cambio, la sustancia que se reduce se designa como agente oxidante (o simplemente oxidante) dado que causa la oxidación de la otra sustancia.

Se dará un ejemplo sencillo de una reacción de combinación para ilustrar este punto:



El calcio metálico (número de oxidación cero) se combina con azufre (número de oxidación cero), para formar sulfuro de calcio (el número de oxidación del calcio es 2^+ y el número de oxidación del azufre es 2^-).

En consecuencia, el calcio ha perdido 2 electrones al pasar de calcio metálico libre (Ca) al estado combinado (Ca^{2+}), por lo cual ha quedado oxidado. A su vez, el azufre ha ganado dos electrones al pasar de azufre (S) al estado combinado (S^{2-}), y queda por ello reducido. Dado que el calcio se ha oxidado, recibe el nombre de agente reductor y, puesto que el azufre se ha reducido, se designa como agente oxidante. Entonces, éste constituye un ejemplo de una ecuación de oxidación-reducción.

Número de Oxidación:

El número de oxidación de un átomo se define como la carga que parece tener cuando cede sus electrones o electrones de valencia al átomo más electronegativo de la molécula. Así, en el MnO (donde el oxígeno es un átomo electronegativo), el número de oxidación del manganeso es $+2$; en el MnO_2 es $+4$; y en el Mn_2O_7 es $+7$. En cada uno de estos tres óxidos el número de oxidación del átomo de oxígeno es -2 .

Las siguientes reglas son útiles para determinar los números de oxidación:

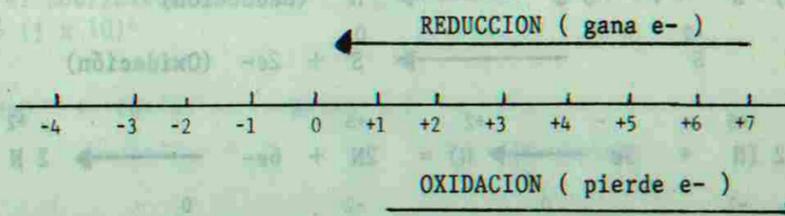
1. Un elemento libre (no combinado químicamente), tiene un número de oxidación igual a cero (0).
2. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación para cada átomo de oxígeno es -2 . Los peróxidos son excepciones.
3. El número de oxidación del hidrógeno es $+1$. Algunos hidruros son excepciones.
4. El número de oxidación de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, etc.) en todos sus compuestos, es $+1$.
5. El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, etc.) en todos sus compuestos, es $+2$.
6. En las moléculas, la suma algebraica de los números de oxidación positivos y los números de oxidación negativos debe ser igual a cero.

Ejemplo:

En el Na_2SO_4 cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -2 (regla 2), como son 4 átomos en total nos da 8 cargas negativas; el número de oxidación de cada átomo de sodio es $+1$ (regla 4) lo que nos da 2 cargas positivas; para que se cumpla la regla 6 el número de oxidación del azufre debe ser $+6$.

REGLA PARA DETERMINAR EL NUMERO DE ELECTRONES QUE SE ESTAN OXIDANDO O REDUCIENDO EN UNA REACCION QUIMICA.

- A) **METODO GRAFICO:** imagínese una escala algebraica, aquí la oxidación va de IZQUIERDA A DERECHA, y la reducción va de DERECHA A IZQUIERDA.



Vamos a determinar el # de e^- que se están perdiendo y ganando en una reacción donde determinamos a N el # de e^- o el # de lugares que en la escala el electrón está recorriendo (a la izquierda o a la derecha).

BALANCEO DE ECUACIONES DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

Muchas ecuaciones de oxidación reducción se pueden balancear por ensayo y error y no requiere técnicas especiales. Sin embargo, un gran número de ecuaciones son muy complicadas y requieren técnicas especiales. Existen dos métodos usuales para balancear ecuaciones redox: el método del número de oxidación y el método de la semi-reacción o del ión-electrón. En esta unidad solamente estudiaremos el método del número de oxidación.

Método del Número de Oxidación.

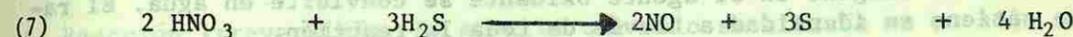
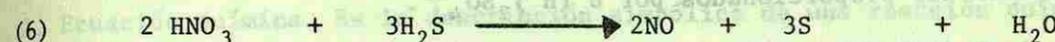
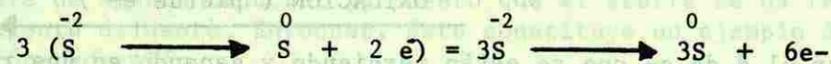
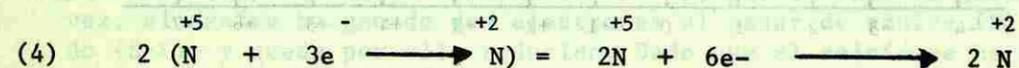
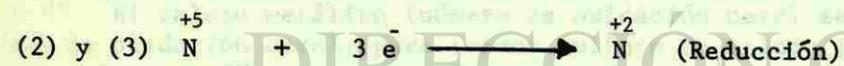
1. Escribir en la parte superior de cada elemento el número de oxidación que tiene en cada compuesto (aplicar las reglas).
2. Seleccionar solamente aquellos elementos que sufrieron cambio en su número de oxidación.
3. Escribir una ecuación esquemática para el elemento que sufrió una oxidación y otra para el elemento que sufrió la reducción.
4. Multiplicar cada ecuación o semi-reacción por números que hagan que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de los electrones ganados por el agente oxidante.
5. Sumar las dos semi-reacciones y cancelar los electrones.
6. Escribir el número de átomos de cada elemento obtenidos en el paso (5) en la ecuación global.
7. Por simple inspección completar los coeficientes apropiados para el resto de la ecuación.
8. Comprobar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación.

Ejemplo 1:

Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



Pasos



- (8) Obsérvese que los átomos de oxígeno se han igualado automáticamente sin ninguna atención especial.

Reactivos

N (2)
S (3)
H (8)
O (6)

Productos

N (2)
S (3)
H (8)
O (6)

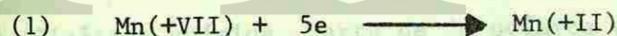
(ya está balanceada)

Ejemplo 2:

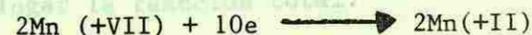
Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



El Mn sufre una variación en el estado de oxidación de +VII en el MnO_4^- a +II en el Mn^{++} . El Cl sufre un cambio en el estado de oxidación de -I en el Cl a 0 en el Cl_2 . Los esquemas de igualación de electrones son:



El diagrama (2) se escribió en función de 2 átomos de Cl porque estos átomos se presentan en parejas en el producto Cl_2 . Los factores de multiplicación son 2 y 5, como en el método anterior.



De aquí que el coeficiente de $\text{K}^+ \text{MnO}_4^-$ y del $\text{Mn}^{++} \text{SO}_4^{--}$ es 2, el del $\text{K}^+ \text{Cl}^-$ es 10, el del Cl_2 es 5 ($\frac{1}{2} \times 10$).



(Incompleta)

Hasta aquí no se ha previsto nada para el H_2O , $(H^+)_2SO_4^{--}$ y $(K^+)_2SO_4^{--}$. Los 8 átomos del oxígeno del $2K^+MnO_4^-$ forman $8H_2O$. Para $8H_2O$ necesitamos 16 átomos de hidrógeno que pueden ser proporcionados por $8(H^+)_2SO_4^{--}$.

Los 12 átomos de K ($10K^+Cl^- + 2K^+MnO_4^-$) asignan $6(K^+)_2SO_4^{--}$.

Obsérvese que todo el oxígeno en el agente oxidante se convierte en agua. El radical sulfato retiene su identidad a través de toda la reacción.

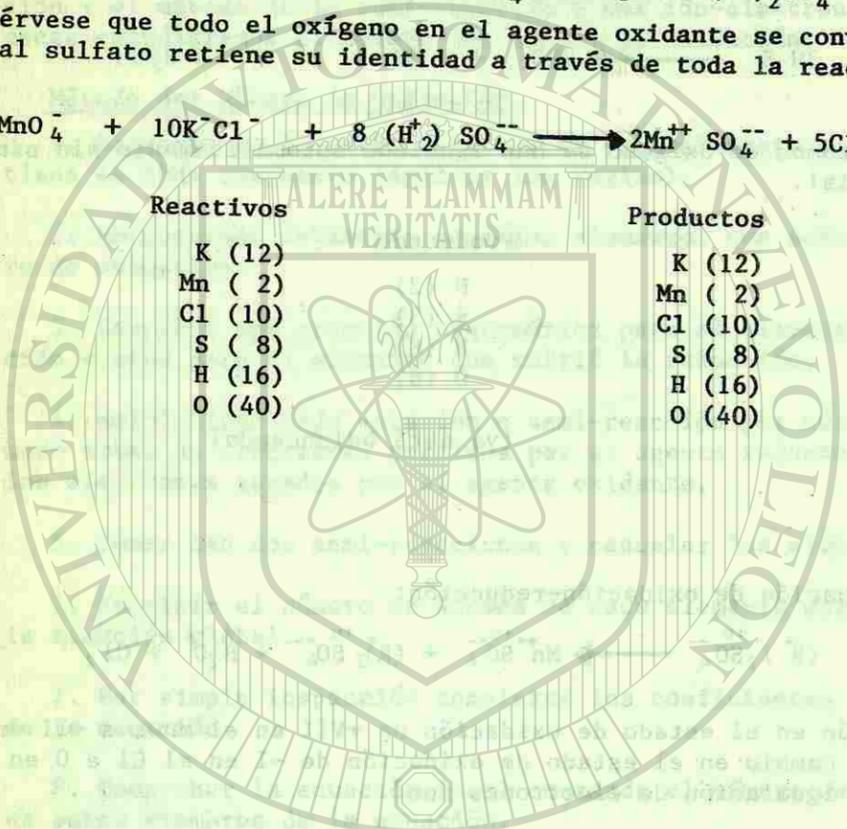


Reactivos

K (12)
Mn (2)
Cl (10)
S (8)
H (16)
O (40)

Productos

K (12)
Mn (2)
Cl (10)
S (8)
H (16)
O (40)

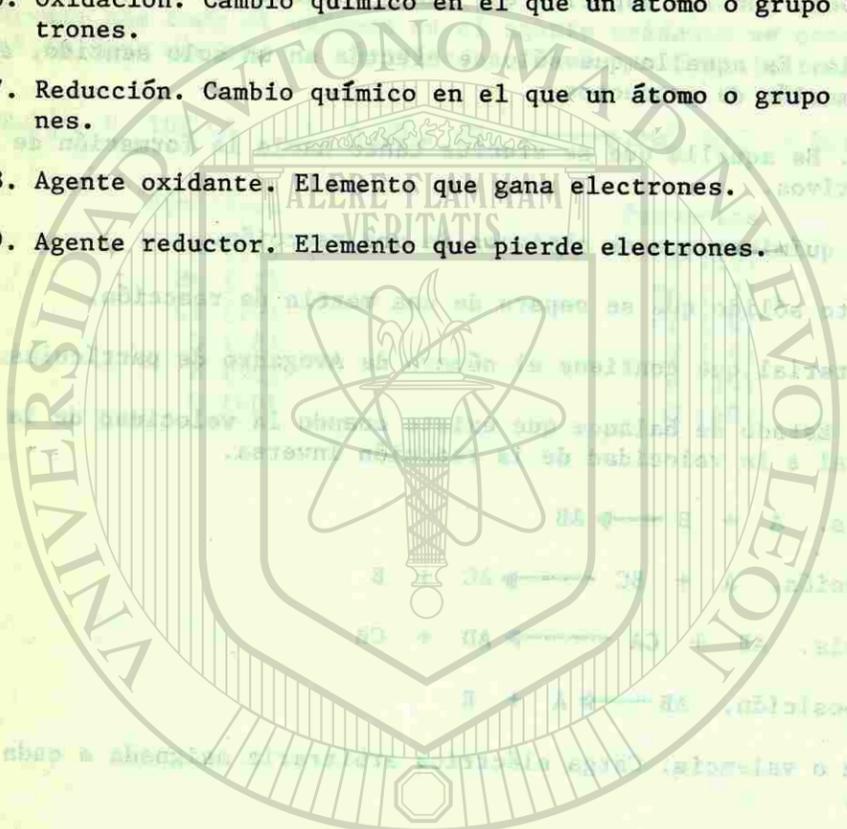


DEFINICIONES IMPORTANTES

1. Reacción química. Es cuando se efectúa un cambio químico, es decir, se produce una o más sustancias diferentes a las iniciales.
2. Ecuación química. Es la descripción simbólica de una reacción química.
3. Reactantes o reactivos. Son las especies que van a reaccionar.
4. Reacción irreversible. Es aquella que sólo se efectúa en un solo sentido, es decir, hacia la formación de productos.
5. Reacción reversible. Es aquella que se efectúa tanto hacia la formación de productos como de reactivos.
6. Productos. Especies químicas que se obtienen de una reacción.
7. Precipitado. Producto sólido que se separa de una mezcla de reacción.
8. Mol. Cantidad de material que contiene el número de Avogadro de partículas.
9. Equilibrio químico. Estado de balance que existe cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
10. Reacción de síntesis. $A + B \longrightarrow AB$
11. Reacción de sustitución. $A + BC \longrightarrow AC + B$
12. Reacción de metátesis. $AB + CA \longrightarrow AD + CB$
13. Reacción de descomposición. $AB \longrightarrow A + B$
14. Estado de oxidación o valencia. Carga eléctrica arbitraria asignada a cada átomo en una molécula.
15. Cinética química. Parte de la química que se ocupa de la velocidad y el mecanismo de las reacciones.
16. Velocidad de reacción. Expresa la mayor o menor rapidez con que se producen las transformaciones químicas.
17. Mecanismo de reacción. Indica la secuencia de etapas a través de las cuales tiene lugar la reacción total.
18. Reacción Homogénea. Es la que se produce en una sola fase.
19. Reacción Heterogénea. Es aquella que precisa 2 fases por lo menos.
20. Concentración. Es la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de disolvente o disolución.
21. Reacción exotérmica. Reacción en la cual se desprende calor.
22. Reacción endotérmica. Reacción en la cual se absorbe calor.
23. Solute. Sustancia disuelta.

DEFINICIONES IMPORTANTES

- 24. Disolvente. Medio en el cual el soluto es disuelto.
- 25. Catalizador. Sustancia que acelera o retarda una reacción y que una vez finalizada la reacción permanece igual que al comienzo.
- 26. Oxidación. Cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos pierde electrones.
- 27. Reducción. Cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos gana electrones.
- 28. Agente oxidante. Elemento que gana electrones.
- 29. Agente reductor. Elemento que pierde electrones.



CAPILLA ALFONSO DE BORBÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD II REACCIONES QUIMICAS
LABORATORIO # 1

- I. Contesta brevemente lo que se te pide.
 - 1. Expresa o anota cómo se indican los tres estados físicos de las sustancias que intervienen en una reacción.

- 2. ¿Qué es un catalizador?

- 3. Define un catalizador positivo y un catalizador negativo o inhibidor.

- 4. ¿Cuáles son los 5 tipos de reacciones más importantes?

- 5. Da las ecuaciones generales para los siguientes tipos de reacciones. (3 ejemplos de cada una de ellas).

- a) Reacción de Sustitución o Desplazamiento Simple.

b) Reacción de Doble Sustitución o Doble Desplazamiento.

c) Reacción de Síntesis o Combinación.

d) Reacción de Descomposición.

e) Reacciones de Neutralización.

6. Explique el significado completo de las ecuaciones siguientes:



II. Relaciona las siguientes columnas.

- | | |
|--|-----------------------------------|
| () Cuando se combinan dos sustancias (ya sea elemento o compuesto) para producir un compuesto. | 1. Reacciones de óxido-reducción. |
| () Una sustancia sufre un cambio para transformarse en dos o más sustancias y con frecuencia se aplica calor. | 2. Sustitución simple |
| () Un elemento reacciona sustituyendo o desplazando a otro elemento de un compuesto. | 3. Combinación |
| () Un elemento con carga positiva sustituye o desplaza al elemento también de carga positiva para formar un compuesto nuevo; y el elemento con carga negativa que queda libre se une al elemento con carga positiva que quedó libre para formar otro compuesto. | 4. Descomposición |
| () Donde se modifica las estructuras electrónicas y en donde un elemento pierde electrones y otro gana electrones. | 5. Doble sustitución |

III. Representa las siguientes reacciones químicas por medio de ecuaciones.

1. Hidrógeno molecular + yodo molecular se transforma o me produce ácido Yodhídrico.

2. Dióxido de carbono + Agua se transforma en Acido Carbónico.

3. Clorato de sodio se transforma en cloruro de Sodio + Oxígeno molecular.

4. Carbonato de calcio se transforma en óxido de calcio + anhídrido carbónico.

5. Hierro elemental + ácido fosfórico se transforma en fosfato ácido de hierro III + hidrógeno molecular.

6. Cobre elemental + ácido nítrico se transforma en nitrato de cobre II + monóxido de nitrógeno + agua.

7. Hidróxido de calcio + ácido clorhídrico se transforma en cloruro de calcio + agua.

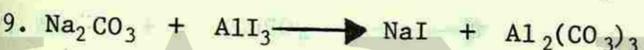
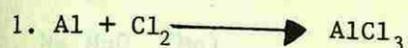
8. Perclorato de mercurio II + sulfuro de carbono se transforma en sulfuro de mercurio II + perclorato de carbono.

9. Permanganato de potasio + ácido sulfúrico + ácido sulfhídrico se transforma en sulfato de potasio + sulfato de manganeso II + agua + azufre elemental.

10. Óxido de manganeso IV + ácido sulfúrico + cloruro de sodio se transforma en cloro molecular + sulfato de manganeso II + sulfato de sodio + agua.

IV. De la siguiente lista de ecuaciones:

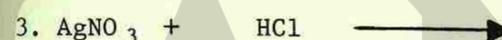
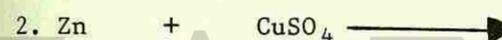
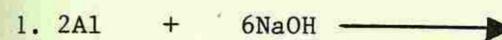
- a) Balancéala por el Método de Tanteo.
b) Escribe a qué tipo de reacción pertenece.



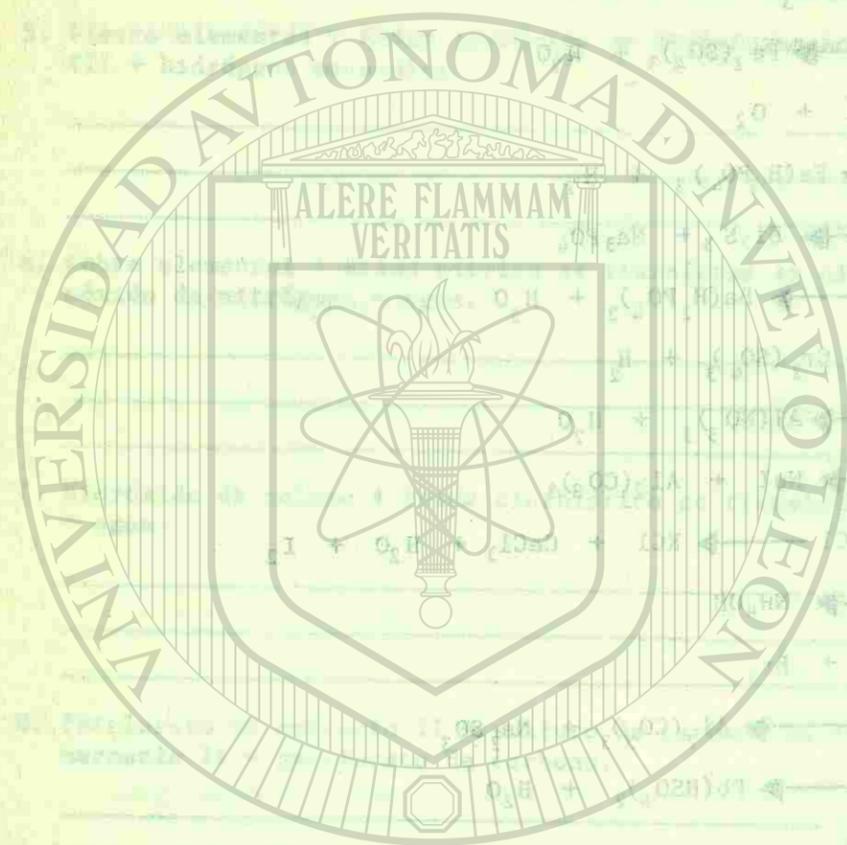
V. De la siguiente lista de compuestos encuentra la valencia del elemento señalado en cada uno de ellos.

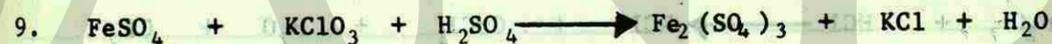
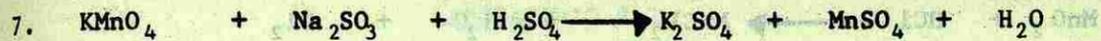
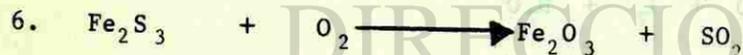
- | | |
|-----------------------|------------------------|
| 1. $H_4P_2O_7$ (P) | 7. $NaHCO_3$ (C) |
| 2. Na_2MnO_4 (Mn) | 8. HNO_2 (N) |
| 3. $Mg_3(BO_3)_2$ (B) | 9. $Ca(BrO_4)_2$ (Br) |
| 4. $HClO_2$ (Cl) | 10. $Mg(ClO_2)_2$ (Cl) |
| 5. $Fe(IO_3)_3$ (I) | 11. $Na_2Cr_2O_7$ (Cr) |
| 6. NH_4OH (N) | 12. $CaCO_3$ (C) |

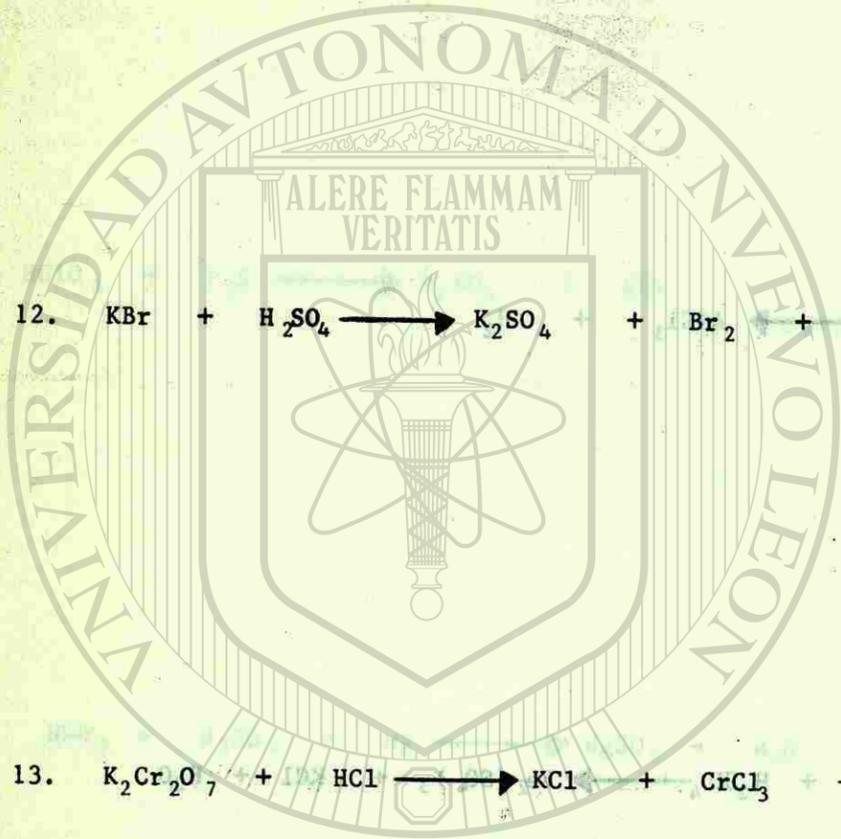
VI. Completa las siguientes reacciones.



VII. Utilizando el método Redox (Oxido-Reducción) balancee las siguientes ecuaciones.







UNIDAD II REACCIONES QUÍMICAS

LABORATORIO # 2

I. Define los siguientes conceptos:

a) Reacción Química.

b) Ecuación Química.

c) Reactivo

d) Producto

e) Reacción Reversible.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

f) Reacción Irreversible

Handwritten notes on lined paper for item f)

g) Equilibrio Químico

Handwritten notes on lined paper for item g)

h) Reacción de Síntesis o Combinación.

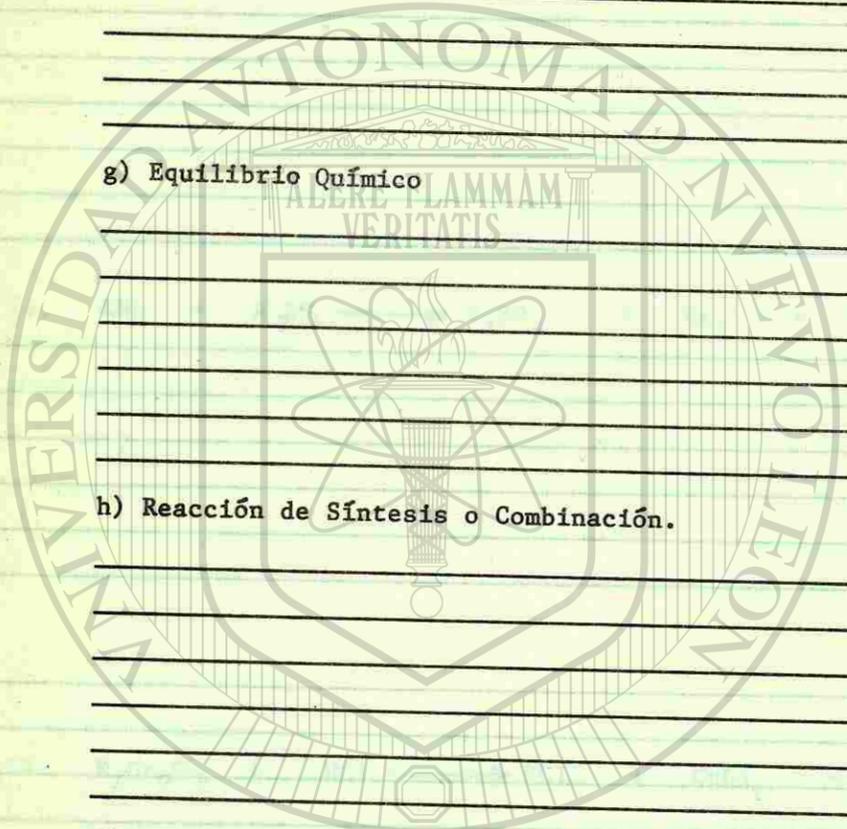
Handwritten notes on lined paper for item h)

i) Reacción de Descomposición.

Handwritten notes on lined paper for item i)

j) Reacción de Sustitución Simple.

Handwritten notes on lined paper for item j)



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

k) Reacción de Doble Sustitución

Handwritten notes on lined paper for item k)

l) Reacción de Oxido-Reducción (Redox).

Handwritten notes on lined paper for item l)

II. ¿Cómo puedes distinguir entre una Reacción Química y una Ecuación Química?

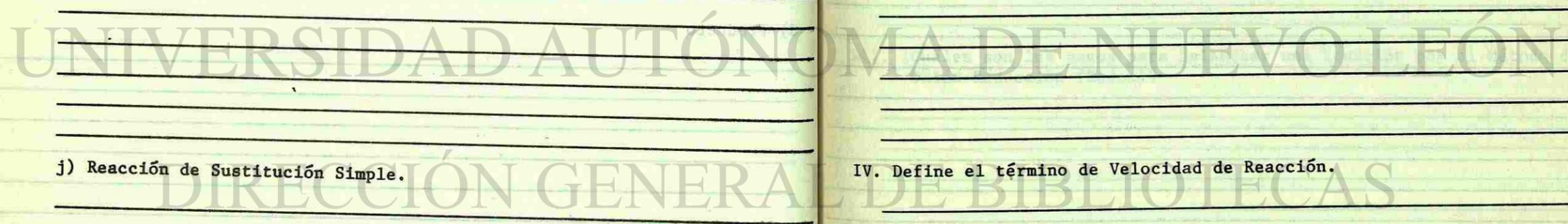
Handwritten notes on lined paper for question II

III. ¿Cuáles son los pasos para escribir una Ecuación Química?

Handwritten notes on lined paper for question III

IV. Define el término de Velocidad de Reacción.

Handwritten notes on lined paper for question IV



V. ¿Cuáles son los factores que influyen en la velocidad de reacción y cómo la afecta?

VI. ¿Qué es mecanismo de reacción?

VII. Explique en qué consiste el estado de oxidación de un átomo.

VIII. ¿Cuáles son las reglas para determinar los números de oxidación?

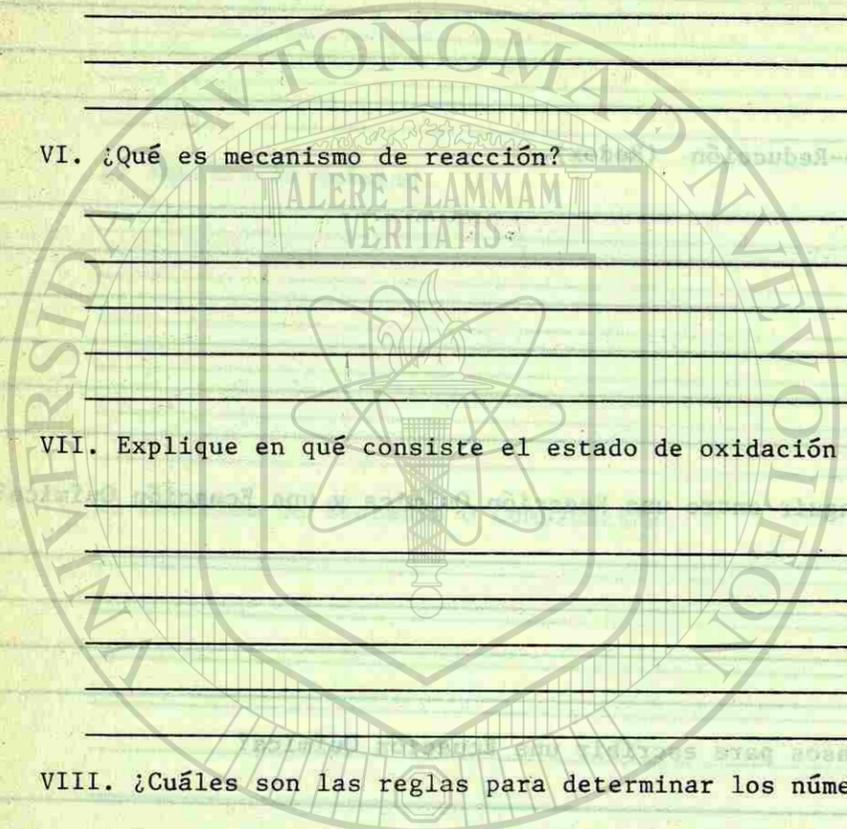
IX. Defina el concepto de Oxidación.

X. Defina el concepto de Reducción.

XI. ¿Cuáles son los pasos para Balancear una Ecuación por el Método de Tanteo?

XII. ¿Cuáles son los pasos para Balancear una Ecuación por el Método de Oxido-Reducción (Redox)?

CAPILLA ALFONSO DE BORBÓN BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD III

ESTEQUIOMETRIA

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

Aplicará los principios Estequiométricos en la realización de cálculos químicos.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1 Definirá el concepto de estequiometría.
- 3.2 Enunciará las leyes de conservación de la materia, composición constante y proporciones múltiples.
- 3.3 Explicará el concepto de mol y su relación con el número de Avogadro.
- 3.4 Resolverá problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa, para elementos y compuestos.
- 3.5 Determinará la composición porcentual de los elementos que integran una sustancia.
- 3.6 Diferenciará entre fórmula empírica y fórmula molecular.
- 3.7 Determinará la fórmula empírica de un compuesto dada su composición porcentual en peso.
- 3.8 Determinará la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.
- 3.9 Resolverá problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.
- 3.10 Diferenciará entre reactivo limitante y reactivo en exceso.
- 3.11 Calculará el reactivo limitante en una reacción química.

ESTEQUIOMETRIA

El término químico Estequiometría se deriva de la palabra griega Stoicheion.

Los cálculos químicos están basados en las ecuaciones de las reacciones químicas estequiométricas; y se llaman de esta manera, las reacciones que cumplen con la Ley de la Conservación de la materia.

La estequiometría estudia el significado de las relaciones ponderales (relaciones en unidades de peso, grs, kilogramos, etc.) entre los reactivos y los productos de las reacciones químicas; utilizando para ello las ecuaciones químicas estequiométricas, entendiéndose por "ecuación estequiométrica" una ecuación balanceada. Y por lo tanto, matemáticamente cumple con la Ley de la Conservación de la materia.

"Estequiometría es la rama de la Química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas directamente con la composición química y las reacciones".

Mediante la aplicación de la estequiometría, se pueden llevar a cabo cálculos como determinar las cantidades de cada sustancia que deben de reaccionar y las cantidades que se pueden producir de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas, etc.

Las leyes que relacionan las proporciones entre los átomos, para formar los compuestos son:

- a) Ley de la Conservación de la Masa (materia).
- b) Ley de las Proporciones Constantes
- c) Ley de las Proporciones Múltiples

Para comprender cuál es la naturaleza, se precisa disponer de una teoría aceptable, esto es, de una teoría que explique tanto las observaciones cualitativas como las cuantitativas acerca de la materia y su modo de comportarse. Desde el punto de vista histórico, las observaciones relativas a las reacciones químicas han sido de la mayor importancia para el desarrollo de una teoría satisfactoria sobre la naturaleza de la materia. Tales observaciones se resumen en ciertos conceptos de carácter amplio denominados leyes, y se demostrará que conducen a la hipótesis de que la materia está constituida por átomos.

a) CONSERVACION DE LA MASA. En el capítulo anterior, se mencionó el hecho de que en las reacciones ordinarias no existe transformación apreciable de masa en energía. Esto quiere decir que los productos de las reacciones químicas tienen en total la misma masa que las sustancias iniciales o reaccionantes. Experimentalmente, se puede investigar la constancia de la masa durante una reacción llevando esta a cabo en un recipiente cerrado, y pesando el sistema antes y después de los cambios químicos producidos. Como lo demostró por vez primera la clásica investigación de Lavoisier, en 1774, al hacer reaccionar estaño con oxígeno, es necesario que la reacción se produzca en un sistema aislado del medio exterior para que nada se pierda ni se gane. Un ejemplo moderno de tal tipo de reacción es la combustión repentina del magnesio en una ampolla o lámpara de flash, como se hace para obtener una fotografía. La ampolla representa aquí un sistema aislado que contiene dos elementos, un alambre de magnesio y una atmósfera de gas oxígeno, encerrados ambos en un recipiente. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de la ampolla, esta se ilumina, al par que tiene lugar la reacción. Desaparecen el magnesio y el oxígeno, formándose un compuesto de color blanco, óxi-

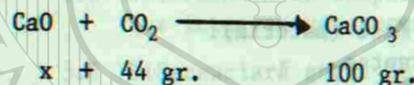
do de magnesio. Comparando las masas inicial y final se ve que no ha habido variación alguna.

El químico alemán Landolt, realizó en los años finales del pasado siglo algunos de los experimentos más cuidadosos ideados para determinar si se conserva o no la masa durante las transformaciones químicas. Entre las muchas reacciones que estudió, una de ellas fue la que se produce entre el sulfato de plata (Ag_2SO_4) y el sulfato ferroso ($FeSO_4$) para dar plata libre (Ag) y sulfato férrico $Fe_2(SO_4)_3$. Encerró separadamente las soluciones de las sustancias reaccionantes en los dos brazos de un recipiente tubular en forma de V invertida. Pesó la vasija antes de la reacción, y la invirtió en seguida para que esta se produjese, volviéndola a pesar luego de terminada.

El cambio de masa observado por él fue una pérdida de $1,30 \cdot 10^{-4}$ g para una masa inicial de 170 g. Tan minúscula pérdida, inferior a una parte por millón, resultaba más pequeña que los errores de medida. "Otros experimentos, hechos con el mismo cuidado, han permitido establecer la Ley de la Conservación de la Masa: en las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable".

Ejemplo:

Si 44 gr. de CO_2 reaccionan con CaO para producir 100 gr. de $CaCO_3$. Determine la cantidad de CaO que se necesitó.

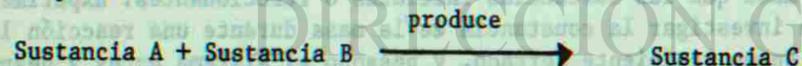


$$\begin{aligned} x = \text{gr. de CaO necesarios} &= 100 \text{ gr.} - 44 \text{ gr.} \\ \text{gr. de CaO necesarios} &= 56 \text{ gr.} \end{aligned}$$

b) LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES.

Uno de los científicos que trabajaron investigando la composición de las sustancias fue el químico francés Joseph Louis Proust, quien realizó diversos experimentos en este campo de la química. A continuación se expone un experimento semejante a los realizados por él.

Manteniendo constante la masa de una sustancia a la que llamaremos "A", veremos la cantidad de ésta que se combina con otra sustancia llamada "B" para obtener un producto "C".



A lo largo de la experiencia manejaremos el término Relación, el que se define como la correspondencia cuantitativa que existe entre las sustancias reaccionantes y/o los productos en una reacción química.

En la reacción antes mencionada, para investigar la relación que existe entre las sustancias reaccionantes "A" y "B" mantendremos constante la masa de A en cada experiencia y variaremos la cantidad de sustancia B, observando la masa de A que reacciona con determinada cantidad de B o viceversa. La reacción se realiza en un sistema cerrado donde se impide la entrada o fuga de materia.

Los datos obtenidos en el laboratorio se dan en la siguiente tabla de la cual haremos un estudio detallado.

C	MASA DE SUSTANCIA "A" UTILIZADA (g)	MASA DE SUSTANCIA "B" UTILIZADA (g)	MASA DE PRODUCTO "C" (g)	EXCESO DE SUSTANCIA "A" (g)	EXCESO DE SUSTANCIA "B" (g)	MASA REACCIONANTE DE "A"	MASA REACCIONANTE DE "B"
I	4	1	1.66	3.34	0	$\frac{0.66}{1.00}$	= 0.66
II	4	2	3.33	2.67	0	$\frac{1.33}{2.00}$	= 0.66
III	4	3	5.00	2.00	0	$\frac{2.00}{3.00}$	= 0.66
IV	4	4	6.66	1.34	0	$\frac{2.66}{4.00}$	= 0.66
V	4	5	8.33	0.67	0	$\frac{3.33}{5.00}$	= 0.66
VI	4	6	10.00	0.00	0	$\frac{4.00}{6.00}$	= 0.66
VII	4	7	10.00	0.00	1	$\frac{4.00}{6.00}$	= 0.66

Observando el caso No. I de la tabla de resultados dada anteriormente, podemos notar que los 4 g. de "A" que se pusieron a reaccionar con 1 g. de "B" sólidamente reaccionaron 0.66 g. obteniéndose 1.66 g. de producto "C" y quedando un exceso (sustancia sin reaccionar) 3.34 g. de A, así también podemos observar los casos siguientes hasta el V, donde sigue presentándose exceso de A.

En el caso VI, la cantidad de "A" presente es exactamente la necesaria para reaccionar totalmente con 6 g. de "B". En esta reacción las sustancias reaccionantes se consumen (íntegramente) no habiendo exceso de ninguna de ellas.

En el caso VII, la cantidad de "A" presente, reacciona totalmente con 6 g. de "B" y como en este caso la cantidad de "B" que existe son 7 g., nos queda 1 g. de esta última en exceso.

Al examinar cada uno de los casos anteriores, nos damos cuenta que la relación de masas de las sustancias reaccionantes es constante e igual a 0.66 g. Esto significa que 1 g. de "B" reacciona con 0.66 g. de "A", analizando los cálculos obtenidos, podemos concluir que la relación entre las sustancias A y B es constante, no importando la cantidad que de éstas tengamos, quedando sin reaccionar la cantidad de cada una de ellas que esté en exceso a esta relación. Otra forma de decir lo anterior es que, independientemente que haya sobrante de uno u otro reactivo, la relación de masas de las sustancias reaccionantes permanece constante.

Se puede decir que al emplear otras cantidades de las sustancias "A" y "B", la relación en que reaccionan tendrá el mismo valor.

Si investigamos la descomposición del producto "C" antes formado, obtendremos las sustancias "A" y "B" en cantidades exactamente iguales a cuando se combinaron para formar el compuesto.

De igual manera se investigó la síntesis y la descomposición de otros compuestos, llegando a la conclusión que en cada uno de ellos, existe una relación constante entre las masas de sus constituyentes.

En base a estas observaciones, Proust, enunció una ley conocida con el nombre de Ley de las Proporciones Constantes, y nos dice lo siguiente:

"Para formar un compuesto, se necesitan siempre los mismos elementos, en proporciones constantes y definidas".

NOTA: Relación la usamos como sinónimo de proporción.

Ejemplos numéricos de la Ley de las Proporciones Constantes.

a) Al reaccionar 5 g. de hidrógeno con 14 g. de nitrógeno se obtienen 17 g. de amoníaco, resultando un exceso de 2 g. de hidrógeno. ¿Cuál es la relación en peso de hidrógeno a nitrógeno?

Solución:

Masa reaccionante de hidrógeno	=	Masa de hidrógeno utilizada	-	Masa de hidrógeno sobrante
"	=	5 g.	-	2 g.
"	=	3 g.	-	

Masa reaccionante de nitrógeno	=	Masa de nitrógeno utilizada	-	Masa de nitrógeno sobrante
"	=	14 g.	-	0
"	=	14 g.	-	

La relación entre las masas reaccionantes de hidrógeno y nitrógeno será:

$$R = \frac{\text{masa reacc. de hidrógeno}}{\text{masa reacc. de nitrógeno}} = \frac{3 \text{ g.}}{14 \text{ g.}} = \frac{0.215}{1} = 0.215$$

El resultado anterior nos dice que al producirse amoníaco, la relación en peso de los reactivos es de 1 g. de nitrógeno a 0.215 g. de hidrógeno.

c) LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

En la antigüedad se pensó que al combinarse dos elementos, el producto era único, pero ciertas evidencias no correspondían con esta hipótesis, entonces se predijo que dos mismos elementos se podían combinar en distintas proporciones para dar más de un compuesto. Para comprobarse lo anterior se analizaron cuantitativamente algunos compuestos.

El análisis de dos compuestos formados por fierro y oxígeno los que llamaremos A y B arrojó los siguientes datos:

100 g. del compuesto A	}	fierro (Fe)	-	77.73 g.
		oxígeno (O)	-	22.27 g.
100 g. del compuesto B	}	fierro (Fe)	-	69.94 g.
		oxígeno (O)	-	30.06 g.

Para poder comparar la cantidad de oxígeno que se combina con el fierro en cada uno de los compuestos anteriores, tomaremos como base una masa constante de fierro: Si nuestra masa de fierro tomada como referencia es 69.94 g. calcularemos cuánto oxígeno estará combinado con la masa dada de fierro en el compuesto A, puesto que en el compuesto B ya es conocida:

$$\frac{77.73 \text{ g. de fierro}}{22.27 \text{ g. de oxígeno}} = \frac{69.94 \text{ g. de fierro}}{X \text{ g. de oxígeno}}$$

Despejando la incógnita resulta:

$$X = \frac{(69.94 \text{ g. de fierro}) (22.27 \text{ g. de oxígeno})}{(77.73 \text{ g. de fierro})}$$

$$X = 20.04 \text{ g. de oxígeno}$$

En base a la masa de fierro tomada como referencia, la cantidad de oxígeno que se combina con ésta es:

En el compuesto A	En el compuesto B
20.04 g.	30.06 g.

CAPILLA ALFONSO DE BORBÓN BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

Comparando las cantidades anteriores, podemos concluir que en el compuesto B se encuentra combinado 1.5 veces más de oxígeno que en el compuesto A.

O sea que una parte de hierro se combina con una parte de oxígeno en el compuesto A y con 1.5 partes en el compuesto B.

Ahora bien, como no se pueden combinar fracciones de átomos, multiplicamos la relación por dos y obtenemos que:

Dos átomos de hierro se combinan con dos de oxígeno, manteniendo la relación de 1:1.



Dos átomos de hierro se combinan con 3 de oxígeno en una relación de 2:3 respectivamente.



De lo anterior podemos concluir que: cuando una cantidad fija de un elemento se combina con cantidades variables de otro, estas cantidades se encuentran en relación sencilla de números enteros, lo que se conoce como Ley de las Proporciones Múltiples.

CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS EN SUSTANCIAS

1. Cálculos de pesos moleculares a partir de pesos atómicos.

Un compuesto químico se representa por su fórmula, y este se define como: La representación de un compuesto que nos determina, qué elementos y en qué proporción de átomos forman el compuesto.

Así como los átomos de los elementos tienen su peso atómico específico, los compuestos al representarse por su fórmula, la cual indica una molécula, tiene su peso molecular al cual se le llama también peso fórmula.

El Peso Molecular o Peso Fórmula se define como: La suma de los pesos atómicos, de los átomos que forman la molécula y su cálculo matemático se desarrolla de la siguiente manera:

Procedimiento:

- 1) Se escribe la fórmula del compuesto.
- 2) Se multiplica el peso atómico de cada elemento, por el número de átomos representado en la fórmula por los subíndices.
- 3) Se suman los valores obtenidos para cada uno de los elementos, dicha suma representa el peso Molecular o peso Fórmula.

El peso Fórmula se determina para compuestos Iónicos, el peso Molecular para compuestos covalentes.

Ejemplo: Peso Molecular del NaCl (Cloruro de Sodio).

Fórmula: P.M. = Pesos atómicos x número de átomos.

Pesos Atómicos	P.M. NaCl = P.A. (Na)(# de átomos) + P.A. (Cl)(# átomos)
Na = 22.99	P.M. NaCl = (22.99 gr.) (1) + (35.45 gr.) (1)
Cl = 35.45	P.M. NaCl = 58.44 gr.

Ejemplo: Peso Molecular del H₂SO₄ (Acido Sulfúrico)

P.A.	Peso Molecular: (1 gr.) (2) + (32.06 gr.) (1) + (15.99 gr.) (4)
H = 1 gr.	P.M. H ₂ SO ₄ = 98.36 gr.
S = 32.06 gr.	
O = 15.99 gr.	

Tomando en cuenta que los pesos atómicos de los elementos no tienen unidades fijas, ya que son pesos relativos con respecto al átomo de carbono tomado como referencia; los pesos moleculares tampoco tendrán unidades fijas y por lo tanto las unidades de peso que se deseen manejar, que pueden ser gramos, kilogramos, libras, etc.

CONCEPTO DE MOL

Los pesos atómicos de los elementos se han determinado experimentalmente. Estos pesos atómicos son muy útiles porque expresan la masa promedio relativa de los átomos de los elementos. Sin embargo, debemos recordar que, normalmente, ningún átomo tiene una masa igual al peso atómico. Por ejemplo, cuando se dice que el cloro tiene un peso atómico de 35.453 uma, no significa que un átomo de cloro tiene esta masa. Debido a que el 75.5% de los átomos de cloro tienen una masa y el 24.5% otra, el peso atómico únicamente se refiere a la masa promedio de los átomos de cloro. Por supuesto, el peso atómico de un elemento que no tiene isótopos es la masa de los átomos reales. Por ejemplo, el elemento flúor carece de isótopos, así que la masa del átomo de flúor está dada por el peso atómico, 18.9984 uma.

Al trabajar con los elementos, nunca trataremos con átomos individuales y, en el laboratorio, normalmente se trabaja con cantidades de elementos y compuestos que se miden en gramos. Por tanto, la uma no es una unidad conveniente para el trabajo normal; es decir, es más razonable trabajar con gramos de elementos que con unidades de masa atómica. Entonces es necesario poder tratar las masas relativas de los elementos en gramos. No obstante, varios gramos de un elemento contendrán numerosos átomos. Para resolver este problema, los químicos han ideado una manera en la que se puede considerar un número estándar de átomos como una unidad. Esta forma es semejante a nuestro uso cotidiano del término docena se refiere a 12 cosas como una unidad. Para expresar las masas relativas de los elementos en gramos, se establece la definición siguiente:

"Un mol de un elemento es la cantidad (medida en gramos) que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12".

Obsérvese que se usa el mismo estándar, carbono 12, para la definición de mol, como se usó para la definición de la unidad de masa atómica. Esto se hizo por una buena razón, ya que al utilizar la misma referencia, el peso atómico de un elemento es numéricamente el mismo que la masa en gramos de un mol del elemento. Por ejemplo, si el oxígeno tiene un peso atómico de 16.00 uma, entonces, de acuerdo con la definición de mol, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16.00 g.

En otras palabras, debido a la forma en que se establece el concepto de mol, el valor numérico para el número de gramos de un mol de cada elemento es el mismo que el valor numérico del peso atómico. "Un mol de un elemento consiste de un número definido de átomos; este número se ha determinado experimentalmente y se llama número de Avogadro, " N ". El número de Avogadro puede expresarse como:

$$N = \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}}$$

El número de Avogadro proporciona otro punto de vista del mol. Un mol de un elemento puede considerarse como la masa del número de Avogadro de átomos de ese elemento. El número de Avogadro es extremadamente grande. Considérese que si existen alrededor de 3000 millones (3×10^9) de habitantes en la Tierra, hay 200 billones (2×10^{14}) de veces más átomos en un mol.

Partiendo de los pesos atómicos puede determinarse el número de gramos por mol para cada elemento y puede expresarse en la forma:

$$\frac{\# \text{ g}}{\text{mol}}$$

El concepto de gramo-mol o molécula gramo o peso fórmula; se puede abreviar llamándosele simplemente MOL y se define de la siguiente manera:

MOL: Es el peso molecular de cualquier compuesto, expresado en gramos. El mol es la unidad química, mientras que el gramo es una unidad de peso (física), de tal manera que la relación entre el mol y el gramo estará siempre ligada en los cálculos químicos y nunca debe de olvidarse esta relación.

La transformación de gramos a moles y moles a gramos es de vital importancia en los cálculos químicos y dichas conversiones se pueden hacer con las fórmulas siguientes; las cuales fueron desarrolladas, utilizando el siguiente criterio: **1 MOL = PESO MOLECULAR en gr.**

CONVERSIONES:

1) MOLES A GRAMOS:

Se multiplica el número de moles por el peso atómico, peso molecular o peso fórmula de la sustancia considerada.

2) GRAMOS A MOLES:

Se divide el peso en gramos entre el peso atómico, peso molecular o peso fórmula de la sustancia considerada.

3) MOLES A LITROS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se multiplica el número de moles por 22.415 litros.

4) LITROS A MOLES:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el volumen entre 22.415 lts.

5) LITROS A GRAMOS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el volumen entre 22.415 lts. y se multiplica por el peso molecular.

6) GRAMOS A LITROS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el peso entre el peso molecular y se multiplica por 22.415 lts.

EJEMPLO;

Determine el número de moles contenidos en 48 gr. de O_2 . Peso Atómico del oxígeno = 16 $\frac{\text{gr}}{\text{mol}}$

$$N_{O_2} = \frac{M_{O_2}}{P.M. O_2} = \frac{48 \text{ gr.}}{2 (16 \frac{\text{gr}}{\text{mol}})} = \frac{48}{32 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} \quad N_{O_2} = 1.5 \text{ moles}$$

EJEMPLO:

Determine el número de moles contenidos en 775 gr. de $Ca_3(PO_4)_2$

$$N_{Ca_3(PO_4)_2} = \frac{M_{Ca_3(PO_4)_2}}{P.M. Ca_3(PO_4)_2} = \frac{775 \text{ gr.}}{310 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = 2.5 \text{ moles}$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = (3 \times \text{peso atómico de Ca}) + (2 \times \text{peso atómico de P}) + (8 \times \text{peso atómico de O})$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = 3(40 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (2 \times 31 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (8 \times 16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}})$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = 310 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

Por otra parte, usando la misma fórmula podemos encontrar la masa en gramos de un cierto número de moles de un elemento o de un compuesto.

$$M = N \times P.M.$$

EJEMPLO: ¿Cuál es la masa de 5 moles de H_2SO_4 ?

$$M_{H_2SO_4} = N_{H_2SO_4} \times P.M._{H_2SO_4}$$

$$P.M._{H_2SO_4} = (2 \times \text{peso atómico de H}) + (1 \times \text{peso atómico de S}) + (4 \times \text{peso atómico de O})$$

$$P.M._{H_2SO_4} = (2 \times 1 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (1 \times 32 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (4 \times 16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) = 98 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 5 \text{ moles} \times 98 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 490 \text{ gr.}$$

Basándose en el concepto de mol, podemos determinar el número de moles de un elemento contenidos en un cierto número de gramos de ese elemento. Una vez logrado esto, puede determinarse el número real de átomos, utilizando el número de Avogadro. Luego, el concepto de mol permite determinar el número de átomos en una masa dada de un elemento.

Además, si se tiene un cierto número de moles de un elemento, se puede hallar fácilmente el número de gramos que se tiene, ya que conocemos el número de gramos de un mol del elemento. Este último puede usarse como un factor de conversión apropiado para convertir gramos de un elemento en número de moles o viceversa.

Ejemplo.-

¿Cuál es la masa de 2.50 moles de átomos de oxígeno? Puede convertirse a masa el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando por el número de gramos por mol de oxígeno.

$$2.50 \text{ moles O} \left(\frac{16.00 \text{ gr.}}{1 \text{ mol O}} \right) = 40.0 \text{ gr.}$$

Ejemplo.-

¿Cuántos moles de átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 10.0 g de oxígeno?

Puede encontrarse el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando la masa por el inverso del número de gramos por mol de oxígeno.

$$10.00 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ gr.}} \right) = 0.625 \text{ moles O}$$

Nótese que, en esta conversión, se usa el inverso del número de gramos por mol para convertir gramos a moles. Puede usarse el número Avogadro para convertir el número de moles de un elemento al número de átomos de ese elemento.

EJEMPLO:

¿Cuántos átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 20.0 g. de oxígeno?

Primero: puede multiplicarse la masa de oxígeno por el inverso del número de gramos por el mol de oxígeno. Esto da el número de moles de átomos de oxígeno que se tienen. Finalmente, puede usarse el número de Avogadro como un factor para convertir el número de moles de oxígeno al número de átomos de oxígeno.

$$20.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g.}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \right) = 7.52 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Como puede verse, existe un número extremadamente grande de átomos en 20.0 g. de oxígeno. Por tanto, resulta obvio que, en la mayoría de las situaciones, resulta más conveniente usar el número de gramos por mol de un elemento en lugar del peso atómico.

El concepto de mol es muy útil en la química y una de sus aplicaciones más importantes es la conversión del número de gramos de una sustancia al número de moles y viceversa.

COMPOSICION PORCENTUAL

Conociendo la fórmula de una sustancia, se puede calcular su composición centesimal en peso, es decir, el porcentaje en peso de cada elemento en dicha sustancia.

Procedimiento:

- 1) Se calcula el peso total de cada uno de los elementos multiplicando el peso atómico de dicho elemento por el número de átomos que contienen la fórmula dada.
- 2) Se calcula el peso molecular o peso fórmula de la sustancia.
- 3) Se divide el peso total de cada elemento entre el peso fórmula de la sustancia y se multiplica la fracción por 100.
- 4) La suma de los porcentajes de todos los elementos de una sustancia debe ser 100%.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{Peso atómico del elemento} \times \text{Subíndice del elemento en la fórmula del compuesto}}{\text{Peso molecular del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo: ¿Cuál es la composición en porcentaje del Al_2O_3 ?

$$P.M._{Al_2O_3} = (2 \times \text{peso atómico del Al}) + (3 \times \text{peso atómico del O})$$

$$P.M._{Al_2O_3} = (2 \times 27 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (3 \times 16)$$

$$P.M._{Al_2O_3} = 102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$\% \text{ Al} = \frac{(27 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}} \times 2) \times 100}{102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = 52.94\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{(16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}} \times 3) \times 100}{102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = 47.06\%$$

FORMULAS EMPIRICAS

Una cuestión interesante es como pueden determinarse las fórmulas de los compuestos. Una fórmula puede considerarse como una expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O , indica que existen 2 moles de hidrógeno combinado por cada mol de oxígeno, combinado en el compuesto. En otras palabras, a partir de la fórmula sabemos que la razón molar es $\frac{2 \text{ moles H.}}{1 \text{ mol O.}}$

Si se conoce la composición dada en porcentaje en masa, es posible determinar el número de moles de cada elemento presente en una masa dada del compuesto. Pueden hallarse las razones molares de los elementos a partir del número de moles de cada elemento. Las razones molares obtenidas en esta forma indican los subíndices que deben usarse en la fórmula del compuesto. A la fórmula resultante se le llama empírica. El término empírico significa que se obtiene de datos experimentales.

La fórmula empírica, representa únicamente la proporción mínima que mantienen los átomos al formar un compuesto y su cálculo se determina aplicando datos obtenidos por medio de experimentación en el laboratorio.

La fórmula empírica o mínima se calcula a partir de la composición % porcentual en peso.

Procedimiento:

- 1) Se determina el número relativo de átomos presentes dividiendo el porcentaje en peso de cada elemento entre su peso atómico respectivo.
- 2) Se dividen todos los números obtenidos entre el menor de ellos para obtener números enteros.
- 3) En caso de no obtener números enteros, se multiplican los cocientes obtenidos por el mínimo común múltiplo.

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula para un compuesto para el cual se encuentra que tiene la siguiente composición en porcentaje en masa: 26.5% de potasio combinado, 35.4% de cromo combinado y 38.1% de oxígeno combinado.

Nuevamente para expresar las cantidades de los elementos en términos de masa, puede expresarse el número de gramos de cada elemento que estarían presentes en 100 gramos del compuesto. Entonces puede determinarse el número de moles de cada elemento.

$$26.5 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol K}}{39.1 \text{ g.}} \right) = 0.678 \text{ moles K}$$

$$35.4 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol Cr}}{52.0 \text{ g.}} \right) = 0.681 \text{ moles Cr}$$

$$38.1 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g.}} \right) = 2.38 \text{ moles O}$$

Usando el número menor de moles, que es el número de moles del potasio, en el denominador, las razones molares son:

$$\frac{0.681 \text{ moles Cr}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{1.004 \text{ moles Cr}}{1 \text{ mol K}} \quad \begin{matrix} 1 \text{ mol de K} \\ 1 \text{ mol de Cr} \end{matrix}$$

$$\frac{2.38 \text{ moles O}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{3.51 \text{ moles O}}{1 \text{ mol K}} \quad 3.5 \text{ moles de O}$$

A partir de las razones molares, puede verse que la fórmula es $\text{KCrO}_{3.5}$.

Normalmente se evita escribir subíndices fraccionarios en las fórmulas, de modo que se multiplica cada uno de los subíndices por dos a fin de obtener números enteros en los subíndices. De donde, la mejor fórmula empírica es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Siempre que se determina la fórmula de un compuesto a partir de la composición en porcentaje y se obtienen subíndices fraccionarios de las razones molares, deben multiplicarse los subíndices por un número apropiado que los convierta en números enteros.

Nótese que las razones molares calculadas en estos ejemplos tuvieron unos - cuantos dígitos más que se despreciaron. Estos dígitos de más, probablemente - surgen de errores por redondeo. Normalmente, los subíndices en las fórmulas son números enteros pequeños, por tanto, se desprecian estos dígitos adicionales - cuando se deduce la fórmula a partir de las razones molares.

FORMULA MOLECULAR

La fórmula Molecular, es la fórmula Real, es decir la fórmula completa de los compuestos, ya que en ella se conoce la cantidad exacta de átomos de cada elemento, que forman el compuesto.

Procedimiento:

- 1) Se suman los pesos atómicos del número total de elementos contenidos en la fórmula empírica.
- 2) Se divide el peso molecular o peso fórmula (real experimental) entre la suma obtenida en (1).
- 3) Se multiplica cada subíndice de la fórmula empírica por el cociente de la división anterior.
- 4) Si el cociente obtenido no es un número entero se hacen ajustes usando el criterio de redondeo de cifras.

La fórmula empírica de una sustancia no expresa necesariamente el número real de átomos de cada elemento en la molécula, la fórmula Molecular Real puede ser un múltiplo de la Fórmula Empírica.

Las fórmulas verdaderas, no pueden ser determinadas a partir de la composición porcentual solamente.

La fórmula molecular es siempre igual a: (fórmula empírica)_n donde n puede ser cualquier número entero desde uno hasta millares. Para hallar n:

$$n = \frac{\text{masa de una mol del compuesto determinada experimentalmente.}}{\text{masa de una mol calculada a partir de la fórmula empírica.}}$$

Ejemplo:

Determinación de una fórmula molecular. El análisis de un compuesto puro, constituido de carbono e hidrógeno dio como resultado un contenido en masa de carbono de 92.3%. En un experimento separado se halló que la masa de una mol era de 78 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Primero hallamos la fórmula empírica,

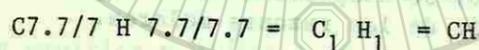
Para el carbono:

$$92.3 \text{ gC} \times \left(\frac{1.00 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ gC}} \right) = 7.69 \text{ moles de C/100 g. de compuesto.}$$

Para el hidrógeno:

$$7.7 \text{ gH} \times \left(\frac{1.00 \text{ mol de H}}{1.00 \text{ gH}} \right) = 7.7 \text{ moles de H/100 g. de compuesto}$$

La fórmula empírica es entonces:



Para hallar la fórmula molecular (CH)_n

$$n = \frac{78 \text{ g/mol de (valor experimental)}}{13 \text{ g/mol de (calculado de la fórmula empírica)}} = 6$$

La fórmula molecular es entonces (CH)₆ o C₆H₆

Se distinguen comúnmente tres clases de fórmulas químicas:

- FORMULA EMPIRICA O NUMERICA:** Especifica la relación más simple entre el número de átomos de los elementos constitutivos de un compuesto.
- FORMULA MOLECULAR O CONDENSADA:** Indica el número total de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto.
- FORMULA ESTRUCTURAL O DESARROLLADA:** Indica en qué forma los átomos de los diferentes elementos que forman la molécula están unidos entre sí.

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS EN REACCIONES QUIMICAS

Para calcular las cantidades de materia que intervienen en las reacciones se necesita conocer cuáles son los reactivos y los productos de la reacción.

El Mol es una unidad química y por ello se encuentra en las ecuaciones químicas estequiométricas o sean estas, las ecuaciones balanceadas. Dichos moles en las ecuaciones, vienen a ser los coeficientes de los compuestos al quedar balanceadas las ecuaciones. Por ejemplo la siguiente ecuación química



Nos dice lo que sucede en la reacción pero no está balanceada, es decir, no es estequiométrica; quedando al balancearla de la siguiente manera:



Ecuación Química 3-1

Los coeficientes utilizados para balancear la ecuación química 3-1, los cuales están señalados por las flechas, representan la cantidad de moles de cada sustancia que intervienen en la reacción; pudiendo estos moles convertirse a su equivalencia en gramos, con la fórmula de moles a gr. Calculando desde luego, el peso molecular de cada compuesto primeramente; por el procedimiento respectivo.

Antes de convertir los moles de la ecuación a gramos, podemos interpretar las cantidades de la siguiente manera: Dos moles de la sustancia 1, produce 2 moles de la sustancia 2, y 3 moles de la sustancia 3. Si se tuviera el doble de la sustancia 1, es decir 4 moles; entonces se produciría el doble de cada una de las otras dos sustancias, que vendrían a ser: 4 y 6 moles respectivamente de las sustancias 2 y 3.

Con este ejemplo podemos generalizar; que un cambio en una de las sustancias produce un cambio proporcional en todas las demás. Por ejemplo si se tuviera: La mitad de KClO₃ (1 mol), se tendría la mitad de las otras dos (1 mol de KCl y 1.5 moles de O₂).

Para convertir a gramos los moles anotados en la ecuación química 3-1; se siguen los pasos siguientes:

1° La conversión de moles a gramos se hace aplicando la fórmula:

$$\text{Moles} \times \text{P.M.} = \text{Gramos}$$

2° Para poder utilizar la fórmula de moles a gramos, es necesario calcular los pesos moleculares de los compuestos; encontrando los pesos atómicos de los elementos, en la tabla periódica.

PESOS ATOMICOS	PESOS MOLECULARES
K = 39.1	KClO ₃ = 122.52
Cl = 35.45	KCl = 74.55
O = 15.99	O ₂ = 31.98

NOTA: Los pesos moleculares, no serán calculados en los siguientes problemas. Estos se darán directamente o deberán ser calculados por el alumno en donde se vayan necesitando.

3° Los pesos moleculares obtenidos, se sustituyen en la fórmula de moles a gramos. Lo mismo que los moles de la ecuación química:

$$\begin{array}{rclcl} \text{Moles} & \times & \text{P.M.} & = & \text{Gramos} \\ \text{KCIO}_3 & : & 2 & \times & 122.52 & = & 245.04 \text{ grs.} \end{array}$$

$$\text{KCl} : 2 \times 74.55 = 149.10 \text{ grs.}$$

$$\text{O}_2 : 3 \times 31.98 = 95.94 \text{ grs.}$$

Ahora puede mostrarse la ecuación química 3-1 en las dos unidades (moles y gramos).



$$245.04 \text{ grs.} \longrightarrow 149.10 \text{ grs.} + 95.94 \text{ grs.}$$

Ahora que se conocen las cantidades en peso de cada sustancia, se puede comprobar que la ecuación cumple con la Ley de la Conservación de la Materia, ya que la cantidad de materia en peso, que reacciona, es igual a la cantidad de materia que se produce:

$$245.04 \text{ grs.} = 149.10 \text{ grs.} + 95.94 \text{ grs.}$$

$$245.04 \text{ grs.} = 245.04 \text{ grs.}$$

Estos conceptos y cálculos manejados anteriormente, son los principios básicos para resolver más adelante, cálculos más complejos; por lo cual el alumno deberá conocerlos y dominarlos perfectamente bien.

Antes de entrar a los cálculos químicos estequiométricos es necesario advertir que la determinación del peso molecular en los compuestos y la conversión entre los moles y los gramos; son operaciones fundamentales en cualquier cálculo químico y por lo tanto, es indispensable manejarlas con fluidez, ya que sin ellas no podrá resolverse ningún cálculo químico.

Ahora que se han estudiado los cálculos sobre los pesos moleculares de los compuestos, el concepto de MOL y la relación de este con los gramos; entraremos a la aplicación de estos conceptos en la resolución de problemas entre las relaciones ponderales (relaciones en peso) de los compuestos que intervienen en las reacciones químicas; utilizando para estos cálculos las ecuaciones químicas estequiométricas, de las reacciones que se supone están sucediendo.

REACTIVO LIMITANTE

El concepto reactivo limitante: Se interpreta como la cantidad exacta de sustancia necesaria que reacciona con una cantidad determinada de otra sustancia.

EJEMPLO: Calcular la cantidad de KCIO_3 necesario para producir en la reacción 250 grs. de KCl .

Los pasos para resolver este tipo de cálculos se muestran para mejor secuencia en la resolución.

- 1° Conocer la ecuación química balanceada de la reacción.
- 2° Encontrar en la tabla periódica los pesos atómicos de los elementos que intervienen en el problema.
- 3° Calcular los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema; en este caso KCIO_3 y KCl ; no es necesario calcular todos los compuestos de la ecuación química.
- 4° Calcular en la ecuación balanceada los gramos de las sustancias, a partir de los moles establecidos en la ecuación.
- 5° Hacer el planteamiento con reglas de tres simple, con los compuestos que intervienen en el problema, relacionándolos con la ecuación química estequiométrica (balanceada).

RESOLUCION

- 1° Conocer la ecuación química balanceada, esto se puede hacer por tanteo o por método Redox.



- 2° Buscar los pesos atómicos en la tabla periódica.

$$\text{K} = 39.1 \quad \text{Cl} = 35.45 \quad \text{O} = 15.99$$

- 3° Calcular pesos moleculares (usando el procedimiento explicado anteriormente) del KCIO_3 y KCl , ya que el oxígeno no interviene en el problema.

$$\text{PM} = \text{Pat} (\text{K}) + \text{Pat} (\text{Cl}) + 3 \text{Pat} (\text{O})$$



$$\text{PM} = 39.1 + 35.45 + 3 (15.99)$$

$$\text{PM} = 122.52 \text{ KCIO}_3$$

$$\text{PM} = \text{Pat} (\text{K}) + \text{Pat} (\text{Cl})$$



$$\text{PM} = 39.1 + 35.45$$

$$\text{PM} = 74.55 \text{ KCl}$$

- 4° Calcular en la ecuación química, los gramos bajo el compuesto, por medio de la fórmula de moles a gramos.



$$2 (122.52) \longrightarrow 2(74.55)$$

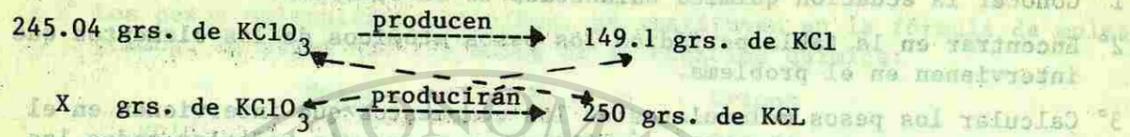
$$245.04 \text{ grs.} \longrightarrow 149.1 \text{ grs.}$$

- 5° El planteo se hace usando el siguiente criterio:

La ecuación química del punto 4° (verla), nos establece que 245.04 grs. de KCIO_3 al reaccionar totalmente, nos produce 149.1 grs. de KCl . Como lo que deseamos obtener, son 250 grs. de KCl ; el planteo se hace con base a este criterio y nos quedaría una regla de tres simple.

101

Al plantearse una regla de tres simple, la incógnita X podrá quedar de cualquier lado y la forma de comprobar que el planteo es correcto, se hace observando que las unidades de los compuestos correspondan arriba y abajo, como por ejemplo las unidades de $KClO_3$ y KCl como se muestra en el planteo siguiente:



El despeje de la incógnita X en una regla de tres simple, se lleva a cabo multiplicando los valores que correspondan cruzados y dividiéndolos entre el número restante como lo señalan las flechas punteadas en el planteo.

Por lo tanto, despejando X tendremos:

$$X = \frac{245.04 \text{ grs. de } KClO_3 \times 250 \text{ grs. de } KCl}{149.1 \text{ grs. de } KCl}$$

$$X = 410.865 \text{ grs. de } KClO_3$$

Los 410.865 grs. de $KClO_3$ son el reactivo limitante para producir los 250 grs. de KCl .

(El alumno, podrá calcular los gramos de oxígeno en la ecuación, como ejercicio; por planteo o por diferencia de peso, aplicando el concepto: Que la cantidad de materia que reacciona, es igual a la cantidad que se produce, en peso).

R = 160.865 grs. de oxígeno son producidos junto con los 250 grs. de KCl ; con los 410.865 grs. de $KClO_3$ (Desarrollo que el alumno deberá obtener).

NOTA: En los siguientes problemas no serán calculados los pesos moleculares. Solo se darán los valores directamente.

EJEMPLO: Determinar la cantidad de reactivo limitante de $Ca_3(PO_4)_2$, para producir 75 grs. de H_3PO_4 de acuerdo con la ecuación química siguiente:



Ecuación Química 3-2

El concepto reactivo limitante es el reactivo que se consume primero en una reacción química. Para determinar el reactivo limitante se calcula la cantidad de producto que se puede formar a partir de cada reactivo. El reactivo que produce la menor cantidad de producto es el reactivo limitante. En este caso, el reactivo limitante es $KClO_3$.

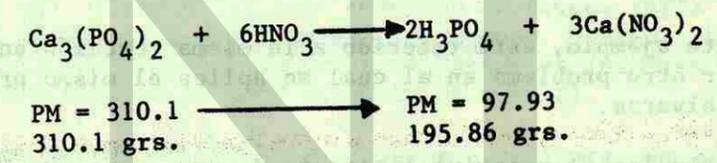
PROCEDIMIENTO

Una vez conocida la ecuación química balanceada, se localizan los pesos atómicos de los elementos y se calculan los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema.

- * $Ca_3(PO_4)_2$: P.M. 310.1
- ** H_3PO_4 : P.M. 97.93

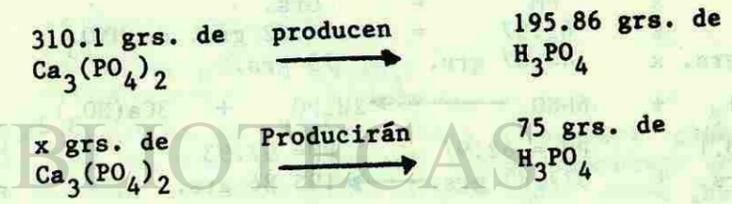
Con los pesos moleculares calculados, los moles de los compuestos en la ecuación química se convierten a su equivalencia en gramos con la fórmula de moles a gramos.

Moles	x	PM	=	Gramos
* 1	x	310.1	=	310.1 grs.
** 2	x	97.93	=	195.86 grs.



Ecuación Química 3-3

Conociendo los gramos de los compuestos implicados en el problema y anotados en la ecuación química 3-3; se plantea el cálculo con una regla de tres simple, partiendo de los valores establecidos en la ecuación química.



Despejando x (la incógnita)

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Se multiplican los valores correspondientes cruzados y se dividen entre el valor resultante:

$$X = \frac{310.1 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times 75 \text{ H}_3\text{PO}_4}{195.86 \text{ H}_3\text{PO}_4}$$

$$X = \frac{23,257.5}{195.86}$$

$$X = 118.74 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Los 118.74 gramos de Fosfato de Calcio, son la cantidad de Reactivo Limitante para producir los 75 grs. de Acido Fosfórico.

REACTIVO EN EXCESO

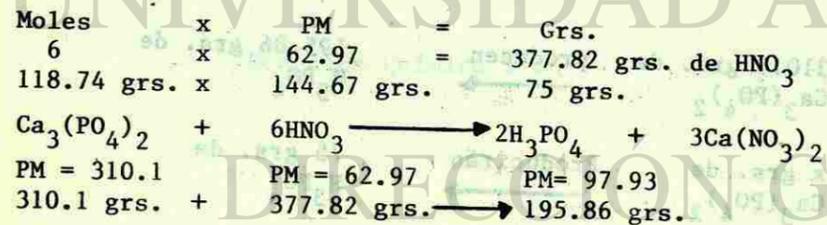
El término reactivo en exceso se interpreta como la cantidad sobrante de sustancia que se ponga en una reacción. Este exceso quedaría intacto, sin reaccionar; por ejemplo:

Si en la reacción mencionada antes, se agregara cualquier cantidad mayor de 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, para producir los 75 grs. de H_3PO_4 ; esta cantidad mayor agregada, quedaría sin reaccionar y viene a ser lo que se llamaría reactivo en exceso.

El siguiente ejemplo, está referido a la misma reacción anterior, sin embargo viene a ser otro problema en el cual se aplica el mismo procedimiento anterior para resolverse.

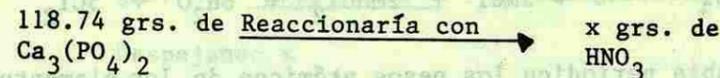
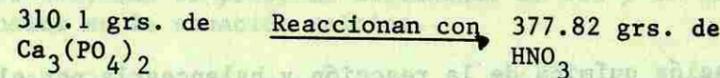
EJEMPLO: Calcular el reactivo limitante de HNO_3 para reaccionar con los 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Como se va a utilizar la misma ecuación química; ya se tienen los gramos de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ en la ecuación original balanceada; por lo que solo se calcularán para este problema, los gramos de HNO_3 correspondientes a los 6 moles en la ecuación química, para plantear el problema:



Ecuación Química 3-4

Con los datos de HNO_3 en la ecuación química 3-4, se hace el planteamiento del problema de la siguiente manera:



Despejando X por el procedimiento explicado anteriormente.

$$X = \frac{118.74 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times 377.82 \text{ grs. de HNO}_3}{310.1 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$X = 144.67 \text{ grs. de HNO}_3 \text{ (ecuación química 3-4).}$$

Los 144.67 grs. de HNO_3 son la cantidad de reactivo limitante para reaccionar con 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Si se agregan 149 grs. de HNO_3 para reaccionar con los 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; el reactivo en exceso sería $149 - 144.67 = 4.31$ grs. cantidad de HNO_3 que quedaría sin reaccionar. O bien, si se pusieran 144.67 grs. de HNO_3 y 125 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, entonces el reactivo en exceso de este último compuesto sería $125 - 118.74 = 6.26$ grs.

Para calcular los gramos de cualquier compuesto restante, en una ecuación química, se desarrolla el mismo procedimiento para cada uno de ellos.

Con esto, el alumno podrá calcular los gramos de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que aparecen y faltan de calcular en la ecuación química 3-4.

Una vez calculado el valor del último compuesto se puede comprobar que la cantidad en peso de materia que reacciona, es igual a la que se produce.

$$118.74 \text{ grs.} + 144.67 \text{ grs.} = 75 \text{ grs.} + x \text{ grs.}$$

$$263.41 \text{ grs.} = 75 \text{ grs.} + x$$

Donde $x = 263.41 \text{ grs.} - 75 \text{ grs.}$

$$x = 188.41 \text{ grs. de Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Con este ejemplo en particular, podemos decir un criterio general (Razonamiento Inductivo): Para calcular el valor del último compuesto en cualquier ecuación; se puede calcular por diferencia de peso (grs) entre los reactivos y los productos.

Este último valor calculado; de 188.41 grs. de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ lo puede comprobar el alumno utilizando el procedimiento explicado antes, por medio de la relación proporcional utilizando la regla de tres simple.

EJEMPLO: Qué cantidad de KMnO_4 y HCl se deben poner a reaccionar para que produzcan 50,000 grs. (50 kgs) de Cloro (Cl_2).

Para resolver este problema se utilizarán las 5 reglas mencionadas en el ejemplo anterior.

1° Conocer la ecuación química de la reacción y balancearla por el método Redox.



2° Buscar en la tabla periódica los pesos atómicos de los elementos que intervienen en el problema.

$$\begin{aligned} \text{K} &= 39.1 & \text{H} &= 1.0008 \\ \text{Mn} &= 54.94 & \text{Cl} &= 35.45 \\ \text{O} &= 15.99 \end{aligned}$$

3° Calcular los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema (KMnO_4 , HCl , Cl_2).

$$\begin{aligned} \text{KMnO}_4 &: \text{PM} = 158 \\ \text{HCl} &: \text{PM} = 36.458 \\ \text{Cl}_2 &: \text{PM} = 70.9 \end{aligned}$$

4° Transformar los moles de la ecuación química en gramos y colocarlos bajo el compuesto.



5° Como el KMnO_4 y el HCl reaccionan entre sí para producir el cloro (Cl_2), el planteo por regla de tres simple, se hace primero con una de las sustancias como lo veremos a continuación; y luego se calcula la otra sustancia con un planteo semejante.

$$\begin{array}{l} 316 \text{ grs. } \text{KMnO}_4 \quad \text{producen} \quad 354.5 \text{ grs. } \text{Cl}_2 \\ x \text{ grs. } \text{KMnO}_4 \quad \text{producirán} \quad 50,000 \text{ grs. } \text{Cl}_2 \end{array}$$

Despejando x

$$x = \frac{50,000 \times 316}{354.5}$$

(Recuérdese que en el planteo deben quedar grs. de KMnO_4 debajo de grs. de KMnO_4 y grs. de Cl_2 debajo de grs. de Cl_2)

$$x = 44,569.816 \text{ grs. de } \text{KMnO}_4$$

Ahora se continúa el problema utilizando el HCl y el Cl_2 a partir de los valores originales en la ecuación química.

$$583.2 \text{ grs. HCl producen } 354.5 \text{ grs. de } \text{Cl}_2$$

$$\text{grs. HCl producirán } 50,000 \text{ grs. } \text{Cl}_2$$

Despejando x

$$x = \frac{50,000 \times 583.2}{354.5}$$

$$x = 82,256.699 \text{ grs de HCl}$$

Interpretando lo anterior en forma general sería:

Para obtener 50,000 grs. de cloro se pondrán a reaccionar 44,569.816 grs. de HCl (Reactivo Limitante de cada compuesto).

Los demás compuestos aunque también se obtienen en la reacción no se toman en cuenta en el problema, debido a que no se preguntan en él.

Si se quisiera conocer en un momento dado la cantidad de KCl , MnCl_2 y H_2O que se producen al obtener los 50,000 grs. de cloro; se podrían conocer los planteos similares al del KMnO_4 o HCl , utilizando cualquiera de las sustancias ya calculadas, como punto de partida o de referencia, en el planteo.

Estas sustancias de referencia serán el KMnO_4 o el HCl o inclusive el cloro (Cl_2).

EJEMPLO DE PROBLEMAS DE CALCULOS EN REACCIONES QUIMICAS

1. Calcular el # de moles de HCl que se produce si se utilizan 84 gr. de H_2SO_4 de acuerdo con la siguiente reacción;



a) Balancear la Ecuación: (método de tanteo).

b) Calcular únicamente el P.M. de los compuestos que intervienen en el problema.

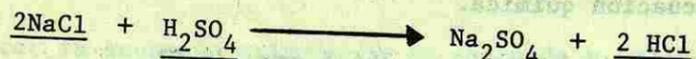
Donde se tomaron en cuenta los coeficientes obtenidos al Balancear la ecuación; estos coeficientes (números) son el # de moles que están presentes de cada compuesto o elemento. *(Únicamente se utiliza la fórmula de conversión de moles a gr. o gr. a moles dependiendo qué es lo que me piden encontrar).

c) Se hace el planteamiento del problema mediante una regla de tres simple con los datos que presenta el problema.

Ejemplo: La reacción me dice en palabras.

- 2 moles de NaCl reaccionan con 1 mol de H_2SO_4 produciendo 1 mol Na_2SO_4 más 2 mol HCl .

- Para obtener 2 moles de HCl se utilizan 1 mol de H₂SO₄ con 2 mol NaCl (o también se puede expresar en gr. utilizando los valores de los P.M. ya que 1 mol = P.M. gr.)



a) P.M. HCl	P.M. H ₂ SO ₄
H = (1gr) x (1) = 1 gr.	H = 1 gr. (2) = 2gr.
Cl = (35 gr.) (1) = 35 gr.	S = 32 gr. (1) = 32 gr.
P.M. HCl 36 gr.	O = 16 gr. (4) = 64 gr.
	P.M. H ₂ SO ₄ = 98 gr.

Datos:

moles de HCl = ?

84 gr. H₂SO₄ (se utilizan)

P.M. HCl = 36 gr.

P.M. H₂SO₄ = 98 gr.

1 mol = P.M. gr.

HCl = 2 moles
 H₂SO₄ = 1 mol
 gr HCl = 2 moles $\frac{36 \text{ gr.}}{1 \text{ mol}} = 72 \text{ gr.}$
 gr HCl = 72 gr.
 gr H₂SO₄ = 98 gr.



$$(98 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4) (x \text{ gr. HCl}) = (72 \text{ gr. HCl}) (84 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4)$$

$$x \text{ gr. HCl} = \frac{(72 \text{ gr. HCl}) (84 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4)}{(98 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4)}$$

$$x \text{ gr HCl} = \frac{6,048 \text{ gr. HCl}}{98} = 61.71 \text{ gr. HCl}$$

$$\text{moles HCl} = 61.71 \text{ gr} \left(\frac{36 \text{ gr.}}{1 \text{ mol}} \right) = 2,221.56 \text{ gr. HCl}$$

2. A partir de la siguiente reacción



Calcular:

- a) # moles de H₂O producidos a partir de 80 gr. de metano (CH₄)
- b) El # de gr. de (O₂) oxígeno molecular necesarios para la combustión de 80 gr. de metano (CH₄)

(a) Balancear la ecuación. Método de tanteo.



* 1 mol de CH₄ reaccionan con 2 moles de O₂ produciendo 1 mol de CO₂ más 2 moles de H₂O.

(b) Calcular el P.M. de los compuestos que intervienen en la reacción.

P.M. H ₂ O	P.M. O ₂	P.M. CH ₄
H = 1 gr. (2) = 2 gr.	O = 16 gr. (2)	C = 12(1) = 12
O = 16 gr. (1) = 16 gr.	O = 32 gr.	H = 1(4) = 4 gr.
P.M. H ₂ O = 18 gr.	P.M. O ₂ = 32 gr.	P.M. CH ₄ = 16 gr.

* Convertir los moles de la reacción en gramos.

1 mol de H₂O - 18 gr. H₂O

2 moles de H₂O - x gr.

* Puede ser mediante la ec. de conversión o por regla de tres simple.

$$x \text{ gr.} = \frac{(18 \text{ gr. H}_2\text{O}) (2 \text{ mol H}_2\text{O})}{1 \text{ mol}} = 36 \text{ gr. H}_2\text{O} = 2 \text{ moles H}_2\text{O}$$

1 mol de O₂ = 32 gr. O₂

2 mol de O₂ = x gr.

$$x \text{ gr. O}_2 = \frac{(32 \text{ gr. O}_2) (2 \text{ mol O}_2)}{1 \text{ mol}} = 64 \text{ gr. O}_2$$

$$64 \text{ gr. O}_2 = 2 \text{ mol de O}_2$$

1 mol CH₄ - 16 gr. CH₄

1 mol CH₄ - x gr.

$$x \text{ gr. } 16 \text{ gr. CH}_4 = 1 \text{ mol CH}_4$$

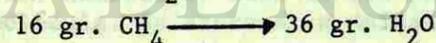
(c) Se hace el Planteamiento del Problema con los siguientes datos.-

$$36 \text{ gr. H}_2\text{O} = 2 \text{ moles H}_2\text{O} ; 1 \text{ mol} = 18 \text{ gr.}$$

$$64 \text{ gr. O}_2 = 2 \text{ moles O}_2 ; 1 \text{ mol} = 32 \text{ gr.}$$

$$16 \text{ gr. CH}_4 = 1 \text{ mol CH}_4$$

a) Moles de H₂O producidos a partir de 80 gr. de metano.



$$x \text{ gr. H}_2\text{O} = \frac{(36 \text{ gr. H}_2\text{O}) (80 \text{ gr. CH}_4)}{(16 \text{ gr. CH}_4)}$$

$$x \text{ gr. H}_2\text{O} = 180 \text{ gr. H}_2\text{O}$$

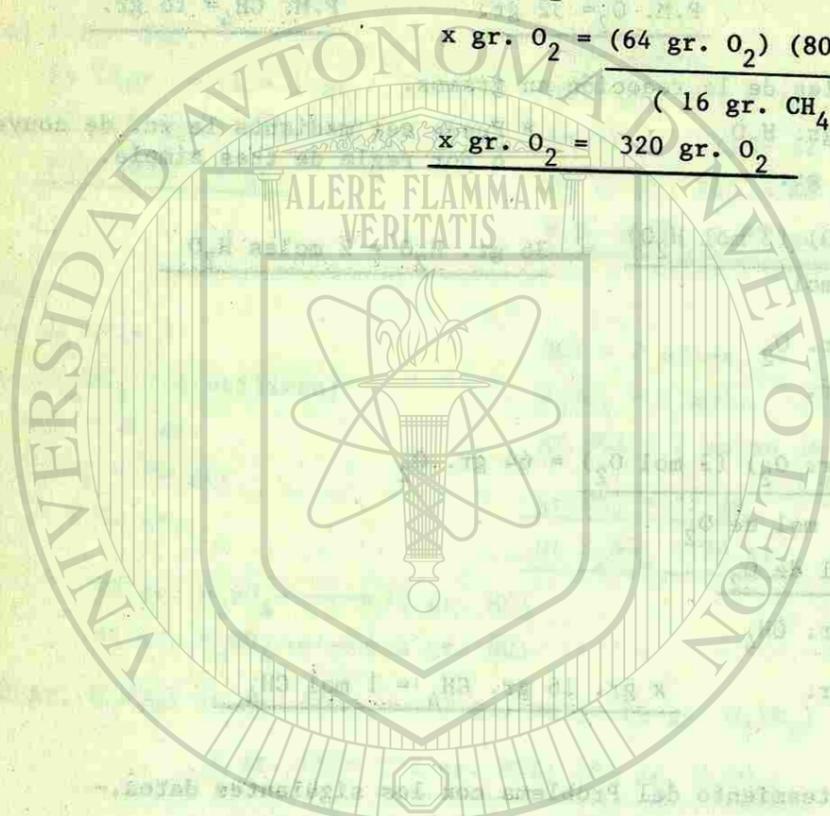
$$\text{moles H}_2\text{O} = \frac{180 \text{ gr. H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ gr.}} \right)}{18 \text{ gr.}} = 10 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

b) # de gr. de O_2 necesarios para la combustión de 80 gr. de CH_4 .



$$x \text{ gr. } O_2 = \frac{(64 \text{ gr. } O_2) (80 \text{ gr. } CH_4)}{(16 \text{ gr. } CH_4)}$$

$$x \text{ gr. } O_2 = 320 \text{ gr. } O_2$$



RESUMEN DE DEFINICIONES IMPORTANTES

1. Estequiometría. Rama de la química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas, directamente, con la composición química y las reacciones.
2. Observación cualitativa de la materia. Nos indica la sustancia o sustancias que forman la materia analizada.
3. Observación cuantitativa de la materia. Nos indica la cantidad de cada una de las sustancias presentes en la materia analizada.
4. Reacción química. Es cuando se efectúa un cambio químico, es decir, se produce una o más sustancias diferentes a las iniciales.
5. Ley de la conservación de la masa. En las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable.
6. Ley de las Proporciones definidas o constantes. Para formar un compuesto, se necesitan siempre los mismos elementos, en proporciones constantes y definidas.
7. Electrólisis. Descomposición química por la acción de una corriente eléctrica.
8. Ley de las proporciones múltiples. Cuando una cantidad fija de un elemento se combina con cantidades variables de otro, estas cantidades se encuentran en relación sencilla de números enteros.
9. Peso atómico. El peso atómico calculado para un elemento es el correspondiente al promedio de la mezcla de sus isótopos según su ocurrencia en la naturaleza.
10. UMA. Forma abreviada para unidades de masa atómica.
11. Mol. Es la cantidad (en gramos) de un elemento que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12.
12. Número de Avogadro. Número de átomos contenidos en una mol. Tiene un valor de 6.02×10^{23} átomos/mol.
13. Gramo/mol. Son los gramos contenidos en una mol de cualquier sustancia.
14. Peso Molecular. Suma de los pesos de todos los elementos que componen una molécula. Se expresa en unidades de peso atómico.
15. Composición porcentual. Indica el porcentaje de cada elemento presente en un compuesto.
16. Fórmula empírica. Es la expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. No representa necesariamente la estructura real del compuesto.
17. Reactivo Limitante. Reactivo no presente en exceso.
18. Fórmula Molecular. Indica el número total de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto.
19. Reactivo en exceso: Es la cantidad sobrante de sustancia que se ponga en una reacción.

UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 1

1. Define el concepto de Estequiometría.
2. Enuncia las siguientes Leyes:
 - a) Ley de la Conservación de la masa.
 - b) Ley de la Composición Constante.
 - c) Ley de las Proporciones Múltiples.
3. ¿Qué representa y qué valor tiene el número de Avogadro?
4. Define el concepto de mol.
5. ¿Qué es peso molecular?
6. Explica la relación del mol con el número de Avogadro.
7. ¿Qué significa U.M.A.?
8. ¿Qué es volumen molar?
9. ¿De qué manera podemos determinar el número de moles contenido en cierto número de gramos de un elemento o compuesto?
10. Determine el peso molecular de los siguientes compuestos.

a) P_5	d) $(NH_4)_2CO_3$
b) $Ca_3(AsO_4)_2$	e) H_3PO_4
c) K_2CO_3	f) $NaClO_4$

UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 2

1. Determine el número de moles contenido en:

a) 150 gr. de K_3PO_4	d) 90 gr. de $Al(OH)_3$
b) 85 gr. de $Mg_3(SbO_3)_2$	e) 760 gr. de $NaHCO_3$
c) 520 gr. de $Fe_2(SO_4)_3$	f) 125 gr. de CO_2
2. Calcule la masa en gramos contenidos en:

a) 15 moles de H_2CO_3	d) 7 moles de $Al_2(SO_4)_3$
b) 0.8 moles de Fe_2O_3	e) 1.34 moles de H_2SO_4
c) 2 moles de $Mg(ClO_3)_2$	f) 36 moles de NH_4NO_3
3. Utilizando el número de Avogadro determine el número de átomos que hay en:

a) 150 gr. H_3PO_4
b) 75 gr. $Ca_3(AsO_4)_2$
4. ¿Qué es composición porcentual?
5. Determine la composición porcentual de los siguientes compuestos:

a) $K_2Cr_2O_7$	d) $Mg_3(PO_3)_2$
b) $Pb(OH)_2$	e) $Fe_2(SO_3)_3$
c) $LiHCO_3$	f) N_2O_5

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



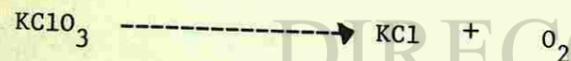
UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 3

- ¿Qué es fórmula empírica?
- ¿Qué es fórmula molecular?
- ¿Cómo puede diferenciarse entre Fórmula Empírica y Fórmula Molecular?
- Determine la fórmula empírica de los siguientes análisis de compuestos:

a) 56.4% de P 43.6% de O	c) 79.9% de Cu 20.1% de O
b) 32.3% de Na 22.6% de S 45.1% de O	d) 40.0% de C 53.3% de O 6.7% de H
- Determine la fórmula empírica y fórmula molecular de los siguientes análisis:

a) 83.7% de C 16.3% de H P.M. = 86 gr.	c) 72.4% de Fe 27.6% de O P.M. = 231.55 gr.
b) 41.4% de C 3.5% de H 55.1% de O P.M. = 116.0 gr.	d) 26.7% de P 12.1% de N 61.2% de Cl P.M. = 695 gr.
- ¿Cuál es la fórmula molecular de las siguientes sustancias?
 - Fórmula empírica CH_2O y su P.M. es de 180 gr.
 - Fórmula empírica CHOC y su P.M. es de 129 gr.
- ¿Cuál es la fórmula molecular del Cloruro Cianúrico si su fórmula empírica es ClCN y su P.M. es 184.5 gr.?
- La nicotina que es un compuesto que se encuentra de 2 al 8% en las hojas de tabaco dio en un análisis 74% de C, 8.7% de H y 17.3% de N, se determinó su P.M. y es 162 gr. Calcule la fórmula molecular de la nicotina.
- Calcular el número de moles de O_2 producidos al calentar 12.26 gr. de KClO_3 de acuerdo a la siguiente reacción.



UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 4

- ¿Cuáles son los pasos para efectuar cálculos estequiométricos en Reacciones Químicas?
- ¿Qué es Reactivo Limitante?
- ¿Qué es Reactivo en Exceso?
- ¿Cómo puedes diferenciar entre Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso?
- Si 44 gr. de CO_2 reaccionan con CaO para producir 100 gr. de CaCO_3 . Determine la cantidad de CaO que se necesitó.

$$\text{CaO} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3$$
- Reaccionan 36 gr. de HCl con 40 gr. de NaOH para producir 18 gr. de H_2O y NaCl . ¿Cuántos gramos de NaCl se deben obtener si la reacción es:

$$\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
- Se combinan 331 gr. de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con KI para producir 202 gr. de KNO_3 y 461 gr. de PbI_2 . ¿Cuántos gramos de KI se necesitarán si la reacción es:

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KI} \longrightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$$
- El HCl se prepara a partir de la siguiente reacción:

$$2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$$
 ¿Cuántos gramos de HCl se obtienen si se hace reaccionar 5 moles de NaCl con H_2SO_4 necesario?
- Se tiene la siguiente reacción:

$$4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$$
 Determine cuántos moles de oxígeno se necesitarán para producir 850 gr. de SO_2
- La ecuación para la obtención del fósforo en un horno eléctrico es:

$$2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{SiO}_2 + 10 \text{C} \longrightarrow 6 \text{CaSiO}_3 + 10 \text{CO} + \text{P}_4$$
 Determine el número de moles de fósforo que se obtienen si se tratan 4 moles de SiO_2 .
- Se hace reaccionar una muestra de 36.0 gr. de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidróxido de calcio con una muestra de 54.0 gr. de H_3PO_4 , ácido fosfórico.
 ¿Cuántos gr. de fosfato de calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ se producirán? si se obtiene en realidad 45.2 gr. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento? (Reactivo Limitante).

BIBLIOGRAFIA

1. MADRAS STRATON Hall Gravel. Química Curso Preuniversitario. Ed. Mc. Graw-Hill, 1978.
2. DUNHE, Carlos, Delia A. Ortegón y Jorge A. Domínguez. Química General y Orgánica. Ed. Mc. Graw-Hill, 1977.
3. MILLER, Glenn H. y Frederick B. Augustine. Química Elemental. Ed. Harla. México, 1978.
4. DEVORE, G. Química Orgánica. Ed. Publicaciones Culturales. México. 1976.
5. PIERCE, James B. Química de la Materia. Ed. Publicaciones Culturales. México, 1976.
6. LEWIS, John R. Química Elemental. Ed. Cía. Editorial Continental. México, 1972.
7. SMOOT, Price. Química un Curso Moderno. Ed. C.E.C.S.A., México. 1978.
8. T.R. DICKSON, Introducción a la Química. Ed. Publicaciones Culturales, México. 1978.
9. WILLIAM, S. Seese. Curso Básico de Química, Ed. El Manual Moderno, México, 1979.
10. ROSENBERG, Jerome L.. Química General. Ed. Mc. Graw-Hill, México. 1980.
11. L. RUBIO T. Balaceo de Ecuaciones Químicas. Ed. Publicaciones Culturales. México, 1981.
12. RODRIGUEZ HIGNERA, Xavier. Nomeclatura Química Inorgánica. Ed, Trillas. México. 1980.
13. CHOPIN, Gregory, Sumerlin Lee. Química. Ed. Publicaciones Culturales. México. 1981.
14. VILLARREAL, Fidel, Butruille Daniel, Rivas Javier. Introducción a la Nomenclatura Química. Ed. Trillas. México. 1987.
15. VILLARREAL, Butruille, Rivas. Estequiometría. Ed. Trillas. México. 1987.
16. ANDREUS, Kokes. Química Fundamental. Ed. Limusa. México. 1978.
17. SLABAUGH, Parsons. Química General. Ed. Limusa. México. 1978.
18. I.U.P.A.C. Nomenclatura de Química Inorgánica, Reglas Definitivas. Butterworths, Londres, 1971.

INTRODUCCION

El presente MANUAL DE LABORATORIO está elaborado con la intención de realizar una integración entre la teoría y la práctica, de tal forma que el alumno induzca, deduzca, aplique o verifique leyes, teorías y conocimientos generales que se han presentado en forma secuencial, siguiendo los programas actualizados y vigentes.

Este trabajo de ninguna manera pretende ser una presentación completa del material de estudios por aplicar experimentalmente; más bien intenta ser una demostración didáctica de los aspectos más sobresalientes que motivan tanto a maestros como alumnos de preparatoria, interesados en manejar, como parte de su labor, el material que aquí se presenta.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

BIBLIOGRAFIA

1. MADRAS STRATON Hall Gravel. Química Curso Preuniversitario. Ed. Mc. Graw-Hill, 1978.
2. DUNHE, Carlos, Delia A. Ortegón y Jorge A. Domínguez. Química General y Orgánica. Ed. Mc. Graw-Hill, 1977.
3. MILLER, Glenn H. y Frederick B. Augustine. Química Elemental. Ed. Harla. México, 1978.
4. DEVORE, G. Química Orgánica. Ed. Publicaciones Culturales. México. 1976.
5. PIERCE, James B. Química de la Materia. Ed. Publicaciones Culturales. México, 1976.
6. LEWIS, John R. Química Elemental. Ed. Cía. Editorial Continental. México, 1972.
7. SMOOT, Price. Química un Curso Moderno. Ed. C.E.C.S.A., México. 1978.
8. T.R. DICKSON, Introducción a la Química. Ed. Publicaciones Culturales, México. 1978.
9. WILLIAM, S. Seese. Curso Básico de Química, Ed. El Manual Moderno, México, 1979.
10. ROSENBERG, Jerome L.. Química General. Ed. Mc. Graw-Hill, México. 1980.
11. L. RUBIO T. Balaceo de Ecuaciones Químicas. Ed. Publicaciones Culturales. México, 1981.
12. RODRIGUEZ HIGNERA, Xavier. Nomeclatura Química Inorgánica. Ed, Trillas. México. 1980.
13. CHOPIN, Gregory, Sumerlin Lee. Química. Ed. Publicaciones Culturales. México. 1981.
14. VILLARREAL, Fidel, Butruille Daniel, Rivas Javier. Introducción a la Nomenclatura Química. Ed. Trillas. México. 1987.
15. VILLARREAL, Butruille, Rivas. Estequiometría. Ed. Trillas. México. 1987.
16. ANDREUS, Kokes. Química Fundamental. Ed. Limusa. México. 1978.
17. SLABAUGH, Parsons. Química General. Ed. Limusa. México. 1978.
18. I.U.P.A.C. Nomenclatura de Química Inorgánica, Reglas Definitivas. Butterworths, Londres, 1971.

INTRODUCCION

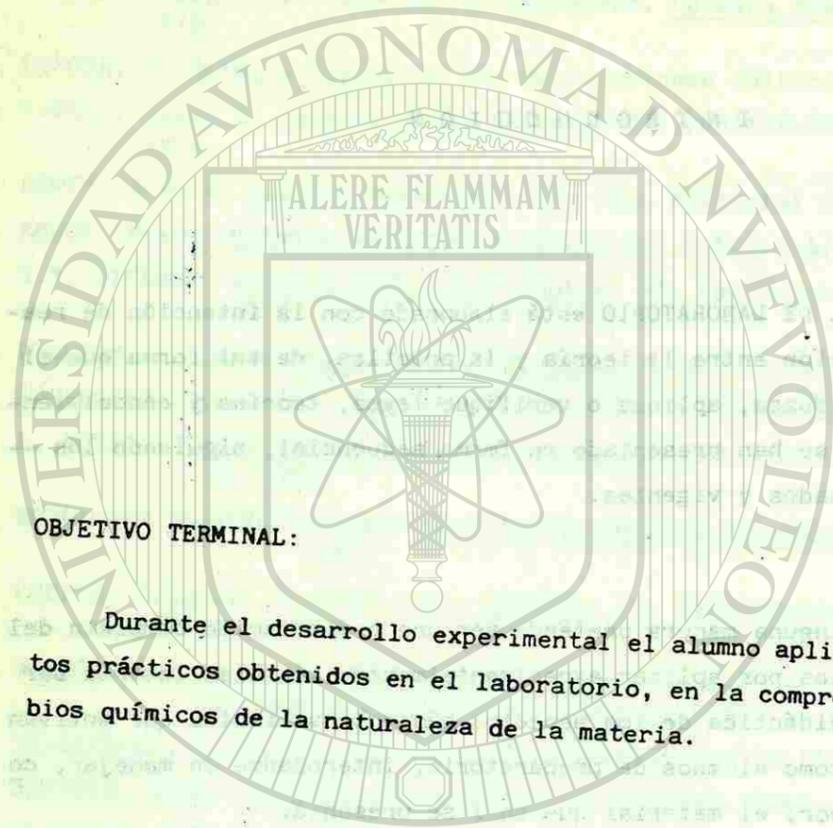
El presente MANUAL DE LABORATORIO está elaborado con la intención de realizar una integración entre la teoría y la práctica, de tal forma que el alumno induzca, deduzca, aplique o verifique leyes, teorías y conocimientos generales que se han presentado en forma secuencial, siguiendo los programas actualizados y vigentes.

Este trabajo de ninguna manera pretende ser una presentación completa del material de estudios por aplicar experimentalmente; más bien intenta ser una demostración didáctica de los aspectos más sobresalientes que motivan tanto a maestros como alumnos de preparatoria, interesados en manejar, como parte de su labor, el material que aquí se presenta.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





OBJETIVO TERMINAL:

Durante el desarrollo experimental el alumno aplicará los conocimientos prácticos obtenidos en el laboratorio, en la comprensión de los cambios químicos de la naturaleza de la materia.

TÍTULO: LOS ÓXIDOS COMO FORMADORES DE ÁCIDOS Y BASES.

OBJETIVO: El alumno comprenderá ácidos e hidróxidos, a partir de sus óxidos respectivos.

FUNDAMENTO: Los óxidos son compuestos que se forman al reaccionar un metal o un no metal, con oxígeno. Cuando el oxígeno reacciona con un metal, el producto se le denomina óxido metálico; y cuando reacciona con un no metal, recibe el nombre de óxido no metálico o anhídrido.

SEGUNDO SEMESTRE

OBJETIVO GENERAL:

El alumno aplicará en el laboratorio las propiedades químicas de la materia, así como el concepto de mol, en la realización de cálculos estequiométricos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



PRACTICA No.1

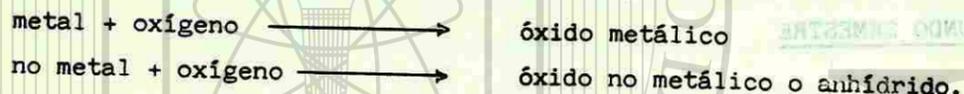
TITULO: LOS OXIDOS COMO FORMADORES DE ACIDOS Y BASES.

OBJETIVO:
El alumno obtendrá ácidos e hidróxidos, a partir de sus óxidos respectivos.

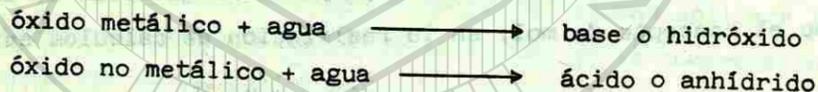
FUNDAMENTO:

Los óxidos son compuestos que se forman al reaccionar un metal o un no metal, con oxígeno.

Cuando el oxígeno reacciona con un metal, al producto se le denomina óxido metálico; y cuando reacciona con un no metal, recibe el nombre de óxido no metálico o anhídrido.



Los óxidos metálicos tienen la característica de que al reaccionar con agua, producen una base o hidróxido; mientras que los óxidos no metálicos (anhídridos), al reaccionar con agua, producen un ácido.



MATERIAL:

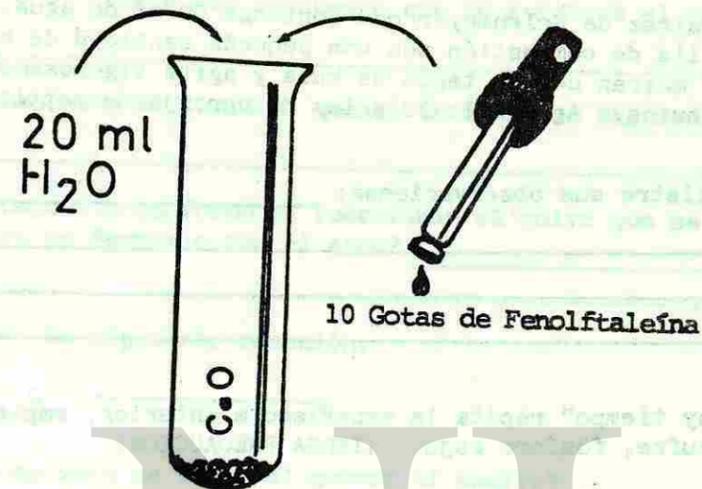
- 4 Tubos de ensaye de 18 x 150 mm.
- Gradilla
- Pinzas para crisol
- Cucharilla de combustión
- 2 Matraces de Erlenmeyer de 250 ml.
- Tapón de hule No. 6
- Mechero de Bunsen

SUSTANCIAS:

- Azufre en polvo
- Fósforo rojo
- Oxido de calcio
- Cinta de magnesio
- Fenolftaleína
- Naranja de metilo

TECNICA:

1.- Al tubo de ensaye que contiene el óxido de calcio (CaO) añádale 20 ml de agua. Agítelo y añádale 10 gotas de fenolftaleína.



a) Registre sus observaciones: _____

2.- Sujete con las pinzas para crisol un trocito de cinta de magnesio; acérquelo a la flama. Al arder, introdúzcalo rápidamente en un matraz de Erlenmeyer que contenga 50 ml de agua. Al terminar la combustión del magnesio, tape el matraz con un tapón de hule y agite vigorosamente. Por último, agréguele 10 gotas de fenolftaleína. Observe:



a) Registre sus observaciones: _____

3.- En un matraz de Erlenmeyer que contenga 50 ml de agua, introduzca la cucharilla de combustión con una pequeña cantidad de azufre ardiendo, Tape el matraz con un tapón de hule y agite vigorosamente durante tres minutos. Agréguele 10 gotas de naranja de metilo.

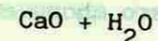
a) Registre sus observaciones: _____

4.- "Si hay tiempo" repita la experiencia anterior, empleando en lugar del azufre, fósforo rojo. ¡TENGA PRECAUCION!



RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1. Complete la siguiente reacción:



2.- ¿Cuál es el nombre del compuesto que se formó en el experimento número 1?

3.- ¿Qué compuesto se formó al quemar la cinta de Magnesio?

4.- ¿Qué compuesto se formó al reaccionar el polvo que se obtuvo al quemar la cinta de Magnesio con el agua?

5.- Complete la siguiente reacción:



6.- ¿Qué compuesto se formó al quemar el azufre?

7.- ¿Qué compuesto se formó al unir con el agua el producto del azufre que se quemó?

8.- Complete la siguiente reacción:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

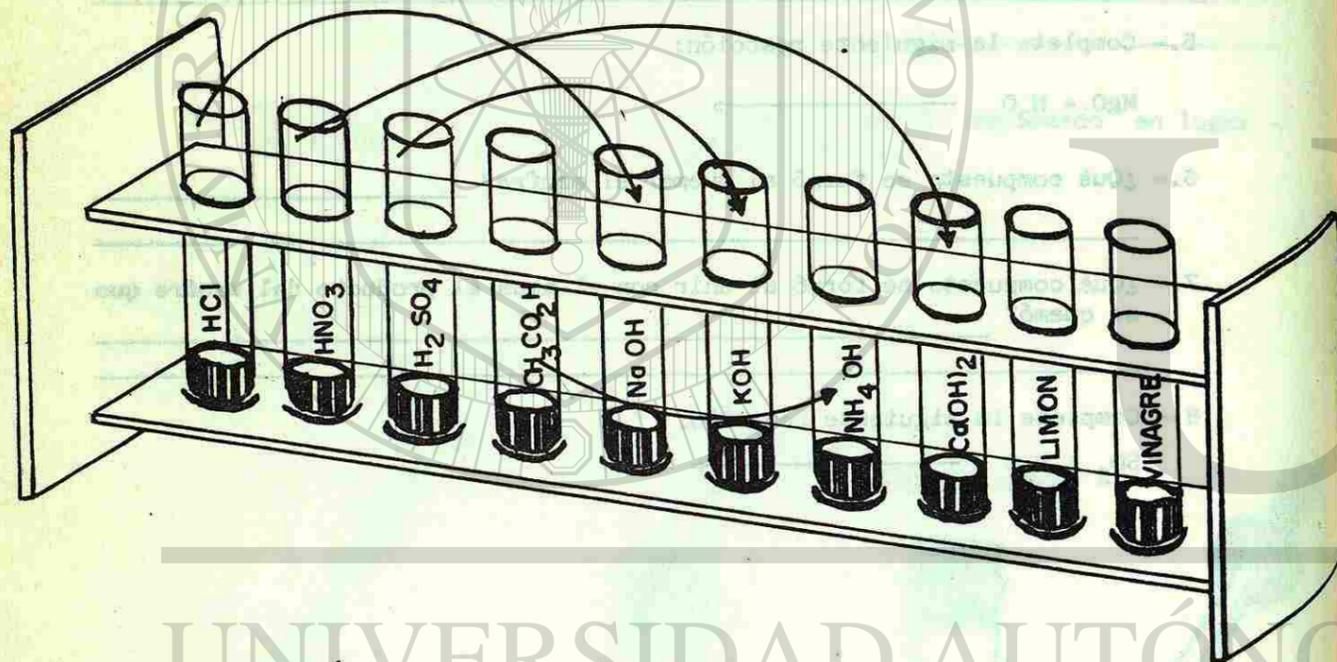
2.- Coloque un trocito de papel tornasol rojo a cada uno de los tubos de ensaye que contienen las sustancias especificadas. Anote sus observaciones en el cuadro respectivo.

3.- Repita lo anterior, con las mismas sustancias, pero ahora empleando papel tornasol azul.

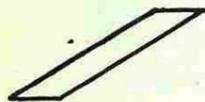
4.- Añada de 5 a 10 gotas de fenolftaleína (agitando todos los tubos de ensaye).

5.- A continuación, al tubo que contiene el NaOH, añádale el HCl del tubo respectivo:

Al KOH, el H_2SO_4 ; al $Ca(OH)_2$, el HNO_3 y al NH_4OH , el CH_3CO_2H .



1º Papel Tornasol Rojo



2º Papel Tornasol Azul



3º



5 o 6 Gotas de Fenolftaleína

4º



PRACTICA No. 2

TITULO: ACIDOS Y BASES

OBJETIVO:

El alumno identificará a los ácidos y a las bases por algunas de sus propiedades.

FUNDAMENTO:

Se llama ácido a la sustancia que al disolverse en agua libera iones hidrógeno (H^+). Se llama base o hidróxido a la que al disolverse en agua produce iones hidroxilo (OH^-).

Una forma de reconocer el carácter ácido o básico de una sustancia, es mediante el uso de los llamados "indicadores ácido - base". Un indicador ácido - base es una sustancia que tiene la propiedad de colorearse en forma distinta, cuando está en presencia de un ácido o de una base.

MATERIAL:

- 1 Gradilla
- 12 Tubos de ensaye (18 X 150 mm.)
- 1 Probeta graduada de 10 ml.
- 1 Pizeta.

SUSTANCIAS:

Soluciones de:

- Acido clorhídrico (HCl)
- Acido nítrico (HNO_3)
- Acido sulfúrico (H_2SO_4)
- Acido acético (CH_3CO_2H)
- Hidróxido de sodio ($NaOH$)
- Hidróxido de potasio (KOH)
- Hidróxido de amonio (NH_4OH)
- Hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$

Fenolftaleína

Naranja de metilo

Agua destilada

Jugo de limón

Vinagre

Papel tornasol azul y rojo

Solución problema A

Solución problema B.

TECNICA:

- 1.- Deposite en tubos de ensaye (marcados) 5 ml de cada una de las soluciones ácidas y alcalinas, lo mismo que de vinagre, jugo de limón, solución problema A y solución problema B.

PRACTICA No. 3

TITULO: REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN COMO FUENTE DE SALES.

OBJETIVO:

El alumno obtendrá una sal, mediante la neutralización de un ácido con una base.

FUNDAMENTO:

Una reacción de neutralización es aquella que tiene lugar entre un ácido y una base, con formación de una sal y agua. Atendiendo a esto podemos decir que las sales son compuestos que resultan de la unión entre el anión de un ácido con el catión que proviene de una base. Así pues, a través de este tipo de reacciones es posible obtener sales. Este método de obtención es utilizado con alguna frecuencia en el laboratorio.

MATERIAL:

1 Tubo de ensaye de 13 x 100
1 Cápsula de porcelana
1 Anillo
1 Tela de asbesto
1 Mechero
1 Soporte universal.

SUSTANCIAS:

Solución diluida de hidróxido de sodio
Solución diluida de ácido clorhídrico
Fenolftaleína.

TECNICA:

- A) En un tubo de ensaye vierta 2 ml de la solución diluida de hidróxido de sodio, y una gota de fenolftaleína. Agregue, gota a gota, una solución diluida de ácido sulfúrico, hasta observar decoloración.
- B) Vierta la solución neutralizada en una cápsula de porcelana, y evapore a sequedad. Observe el residuo obtenido.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- ¿Qué tipo de sustancia quedó en la cápsula?

2.- Complete el enunciado

a) Acido + Base \longrightarrow _____ + _____

b) HCl + NaOH \longrightarrow _____ + _____

3.- Defina el concepto "reacción de neutralización".

PRACTICA No. 4

TITULO: TIPO DE REACCIONES QUIMICAS.

OBJETIVO:

El alumno identificará, experimentalmente, la existencia de diferentes tipos de reacciones químicas.

FUNDAMENTO:

Una reacción química es un fenómeno que implica una transformación de la materia, es decir, es un fenómeno en el que se producen sustancias diferentes a las iniciales. Generalmente podemos conocer que ha ocurrido una reacción química por medio de nuestros sentidos, observando una evidencia que nos indica la transformación de la materia.

Las evidencias que nos indican que ha ocurrido una reacción química pueden ser:

Formación de un precipitado.

Desprendimiento de un gas.

Cambio de color de la solución.

Liberación de calor.

Desprendimiento de luz.

Las reacciones químicas se pueden clasificar en los siguientes tipos:

1.- Reacciones de síntesis (combinación directa).

Son aquellas en las que dos o más elementos o compuestos se unen químicamente para formar compuestos más complejos.

2.- Reacciones de descomposición.

Son reacciones en las cuales un compuesto se descompone en sus elementos o en otros compuestos más sencillos.

3.- Reacciones de sustitución o desplazamiento simple.

Sucede cuando un elemento desplaza a otro en un compuesto.

4.- Reacción de desplazamiento doble.

Es el intercambio mutuo entre los iones de dos compuestos diferentes.

MATERIAL:

- 3 Tubos de ensaye
- 1 Mechero
- 1 Pinza para tubo de ensaye
- 1 Pinza para crisol.

SUSTANCIAS:

- Magnesio
- Oxido rojo de mercurio
- Acido clorhídrico
- Zinc
- Nitrato de plomo
- Yoduro de potasio.

TECNICA:

1.- Síntesis:

Tomar un trocito de Magnesio (Mg) con una pinza apropiada y acercarlo a la llama del mechero. Reaccionará con el oxígeno (O₂) del aire.

a) Registre la evidencia de una reacción química:

2.- Descomposición:

En un tubo de ensaye deposite una pequeña cantidad de óxido rojo de mercurio (HgO) y caliente.

a) Registre sus observaciones:

3.- Desplazamiento:

En un tubo de ensaye coloque ácido clorhídrico (HCl) y añádale una pequeña cantidad de Zinc (Zn).

a) Anote la observación de la evidencia:

4.- Doble sustitución:

En un tubo de ensaye vierta nitrato de plomo Pb(NO₃)₂ hasta la cuarta parte. Agregue otro tanto de yoduro de potasio (KI).

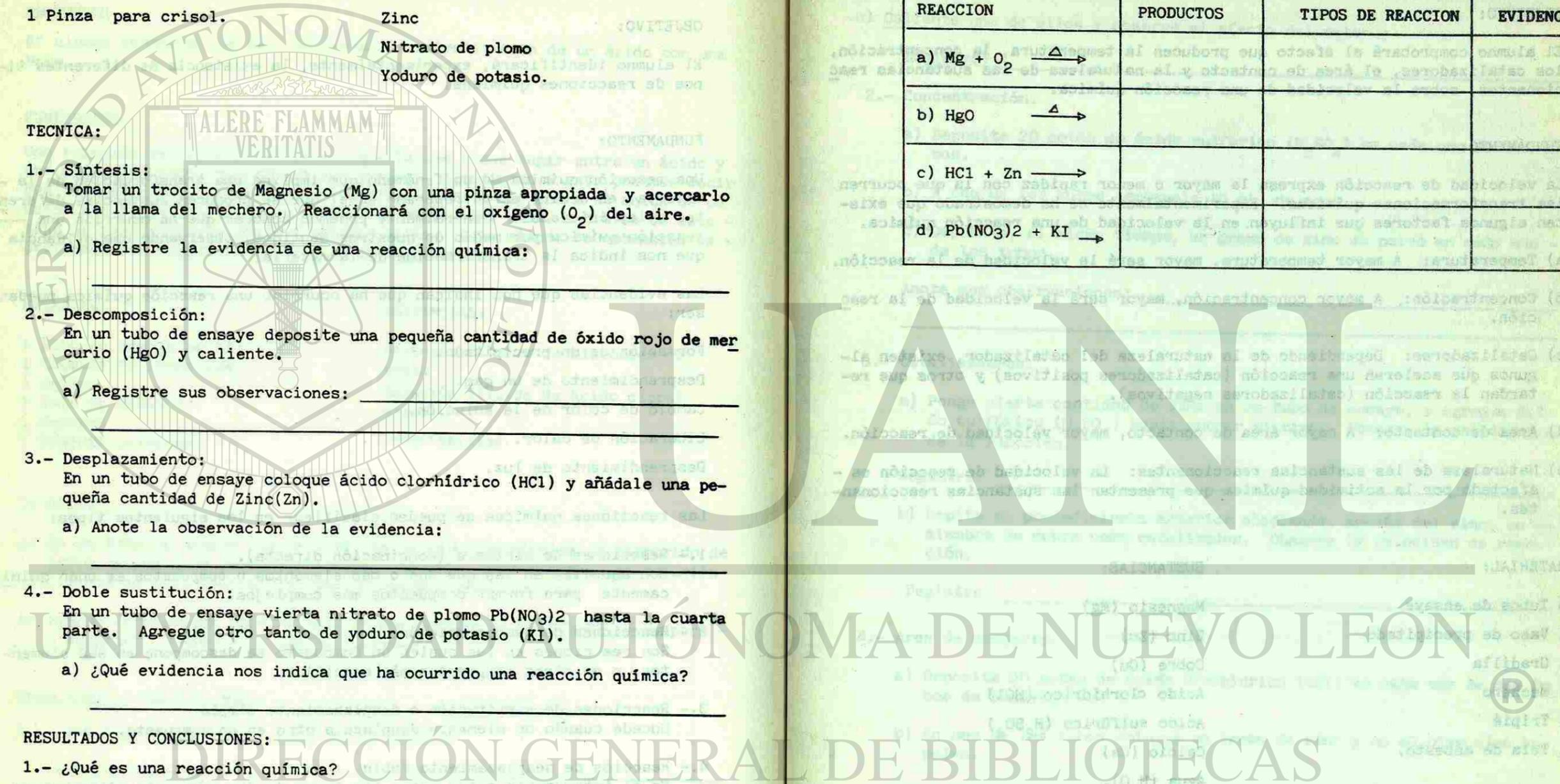
a) ¿Qué evidencia nos indica que ha ocurrido una reacción química?

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- ¿Qué es una reacción química?

2.- Complete el siguiente cuadro:

REACCION	PRODUCTOS	TIPOS DE REACCION	EVIDENCIA
a) $Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta}$			
b) $HgO \xrightarrow{\Delta}$			
c) $HCl + Zn \longrightarrow$			
d) $Pb(NO_3)_2 + KI \longrightarrow$			



PRACTICA No. 5

TITULO: FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCION.

OBJETIVO:

El alumno comprobará el efecto que producen la temperatura, la concentración, los catalizadores, el área de contacto y la naturaleza de las sustancias reaccionantes, sobre la velocidad de una reacción química.

FUNDAMENTO:

La velocidad de reacción expresa la mayor o menor rapidez con la que ocurren las transformaciones químicas. Experimentalmente se ha demostrado que existen algunos factores que influyen en la velocidad de una reacción química.

- Temperatura: A mayor temperatura, mayor será la velocidad de la reacción.
- Concentración: A mayor concentración, mayor será la velocidad de la reacción.
- Catalizadores: Dependiendo de la naturaleza del catalizador, existen algunos que aceleran una reacción (catalizadores positivos) y otros que retardan la reacción (catalizadores negativos).
- Área de contacto: A mayor área de contacto, mayor velocidad de reacción.
- Naturaleza de las sustancias reaccionantes: La velocidad de reacción es afectada por la actividad química que presentan las sustancias reaccionantes.

MATERIAL:

6 Tubos de ensaye
1 Vaso de precipitado
1 Gradilla
1 Mechero
1 Tripié
1 Tela de asbesto.

SUSTANCIAS:

Magnesio (Mg)
Zinc (Zn)
Cobre (Cu)
Acido clorhídrico (HCl)
Acido sulfúrico (H_2SO_4)
Calcio (Ca)
Agua (H_2O).

TECNICA:

1.- Temperatura.

- En cada uno de dos tubos de ensaye deposite un poco de calcio y agua.
- Caliente uno de ellos y observe el efecto del calor.

Registre: _____

2.- Concentración.

- Deposite 20 gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en cada uno de dos tubos.
- A uno de los tubos agréguele 10 ml de agua.
- Deposite, al mismo tiempo, un gramo de zinc en polvo en cada uno de los tubos.

Anote sus observaciones: _____

3.- Catalizadores.

- Ponga cierta cantidad de zinc en un tubo de ensaye, y agregue ácido sulfúrico (H_2SO_4) hasta cubrir el zinc. Observe la velocidad de la reacción.

Registre: _____

- Repita el procedimiento anterior añadiendo, además del zinc, un alambre de cobre como catalizador. Observe la velocidad de reacción.

Registre: _____

4.- Área de contacto.

- Deposite 20 gotas de ácido clorhídrico (HCl) en cada uno de dos tubos de ensaye.
- En uno de los tubos coloque un trozo de zinc y en el otro zinc en polvo.

Anote las observaciones: _____

5.- Naturaleza de las sustancias reaccionantes.

- Deposite 20 gotas de ácido clorhídrico (HCl) en cada uno de dos tubos de ensaye.
- En uno de los tubos ponga un trozo de zinc y en el otro un pedazo de cinta de magnesio. Procure colocar los dos metales al mismo tiempo.

Observe y registre: _____

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

Conteste brevemente lo siguiente:

- Mencione, de acuerdo a las observaciones de cada punto realizado, en dónde fue más rápida la velocidad de reacción.

a) Temperatura: _____

b) Concentración: _____

c) Catalizadores: _____

d) Area de contacto: _____

e) Naturaleza de las sustancias reaccionantes: _____

- ¿Por qué el magnesio reacciona más rápidamente que el zinc?

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 6

TITULO: SINTESIS DE COMPUESTOS.

OBJETIVO:

El alumno determinará la fórmula mínima de un compuesto, a partir de la síntesis del mismo.

FUNDAMENTO:

La fórmula molecular de un compuesto representa a los elementos químicos — que integran dicho compuesto, así como la relación molecular que hay entre ellos. Esta proporción es importante, sobre todo cuando hay que efectuar diferentes cálculos estequiométricos. Asimismo, es necesario distinguir las fórmulas mínimas de los compuestos como aquellas que representan la mínima relación de combinación entre los elementos que integran a aquéllos. Esto — hace que con alguna frecuencia la fórmula molecular coincida con la fórmula mínima, sin embargo, existe una gran variedad de compuestos en donde la fórmula molecular es diferente a la fórmula mínima. También es importante señalar que a través de las relaciones de combinación de los elementos al integrar un compuesto, se puede llegar a determinar la fórmula mínima y la fórmula molecular (si conocemos, además, sus pesos atómicos).

MATERIAL:

SUSTANCIAS:

Balanza granataria

Acido clorhídrico (6N)

Tubo de ensaye de 18 X 150

Zinc (tirillas)

Cápsula de porcelana

Mechero Bunsen

Soporte universal

Tela de asbesto.

TECNICA:

A) Síntesis de cloruro de zinc.

1.- Pese unas tirillas de zinc y anote el dato. $M_{Zn} =$ _____

2.- En un tubo de ensaye deposite 10 cm³ de HCl e introduzca las tirillas de zinc. Espere a que las tirillas se disuelvan completamente.

3.- Pese ahora una cápsula de porcelana perfectamente limpia y seca y anote el dato. (M_1). _____

- 4.- Vacíe todo el contenido del tubo en la cápsula y caliente la sustancia hasta sequedad, evitando su fusión.
- 5.- Pese otra vez la cápsula con el residuo ahí presente, y anote este nuevo dato. (M_2).
- 6.- Reste los pesos obtenidos ($M_2 - M_1$). La diferencia será el peso del compuesto M_3 gr.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- ¿Qué relación encontró entre la masa de zinc y la sustancia formada?

2.- Al estudiar la relación entre el zinc y el compuesto formado, ¿qué ley se cumplió?

3.- Calcule la fórmula del compuesto obtenido, basándose en los pesos encontrados.

Pesos atómicos: Zn 65.3, Cl 35.5

4.- ¿Qué tipo de fórmula determinó en el ejemplo anterior?

PRACTICA No. 7

TITULO: ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO:

El alumno determinará el número de moles de un elemento, en un compuesto específico.

FUNDAMENTO:

La estequiometría se refiere a la relación existente entre reactivos y productos, en una reacción química. Esa relación puede expresarse en moles. El número de moles se define como la relación que existe entre la masa de un compuesto y el peso molecular del mismo. Su expresión matemática es la siguiente:

$$n = \frac{m}{P.M.}$$

Donde:

n = número de moles

m = masa

P.M. = peso molecular.

MATERIAL:

Crisol de porcelana con tapa
Triángulo de porcelana
Pinzas para crisol
Soporte
Mechero.

SUSTANCIAS:

Clorato de potasio
Dióxido de manganeso.

TECNICA:

- 1.- Pese el crisol conteniendo aproximadamente 0.5 gr de MnO_2 . ®

$$M_1 = \underline{\hspace{2cm}}$$

- 2.- Pese 5 gr de $KClO_3$ y añádalos al crisol que contiene MnO_2 . Registre su peso total (M_2).

$$M_2 = \underline{\hspace{2cm}}$$

3.- Tape el crisol y caliéntelo, aumentando gradualmente la llama para evitar que salte el contenido. Mantenga el calentamiento por espacio de 6 minutos, con PRECAUCION.

4.- Deje enfriar y pese de nuevo (M₃).

M₃ = _____

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- Complete y balancee la siguiente ecuación:



2.- Peso del KClO₃ _____

3.- Peso del oxígeno desprendido (M₂ - M₃) _____

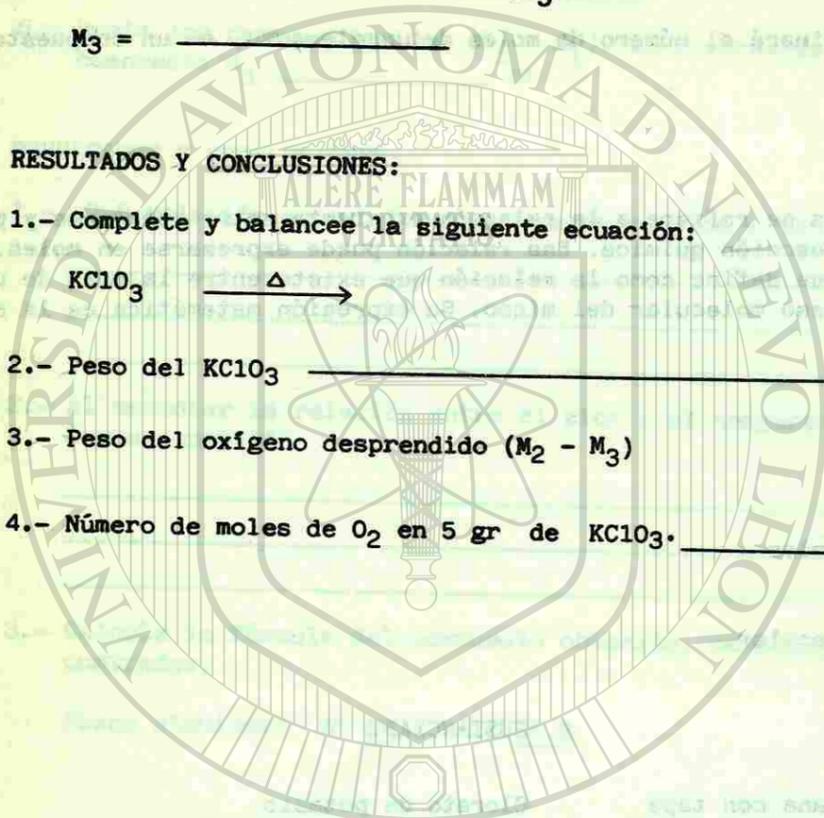
4.- Número de moles de O₂ en 5 gr de KClO₃. _____

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



JUANIL



CAPILLA ALFONSO



UJAN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
COMISIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

Vellozino editor

