

QUIMICA II

PROFR. JOSE ANGEL MORENO LOPEZ

ING. JOSE BLAS I. TERRAZAS VARGAS

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

COLEGIO CIVIL PREPARATORIA No 2

Monterrey, N. L.

2-APR-1970

QUC-M-C-A

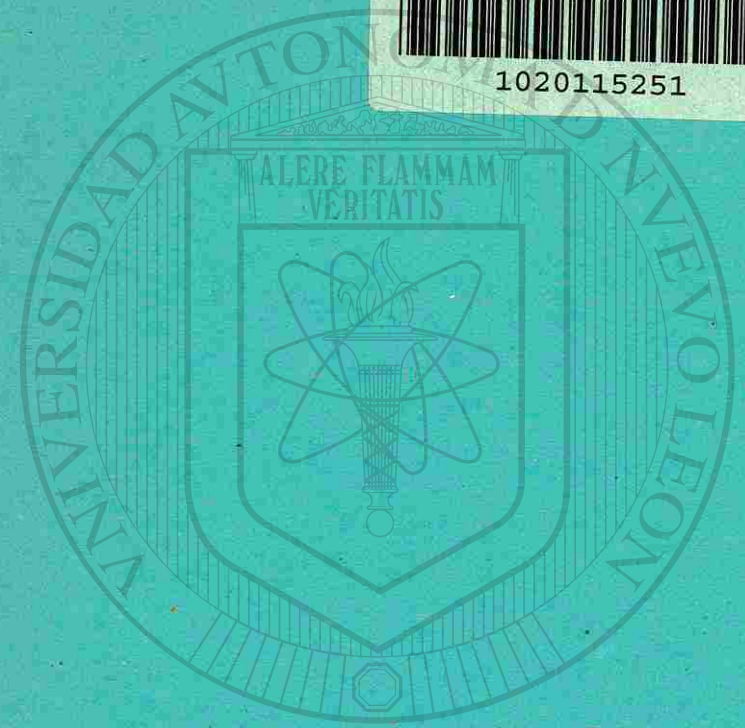
||

PR-M

NO-

QD 3
M6
v. 2

013-39560

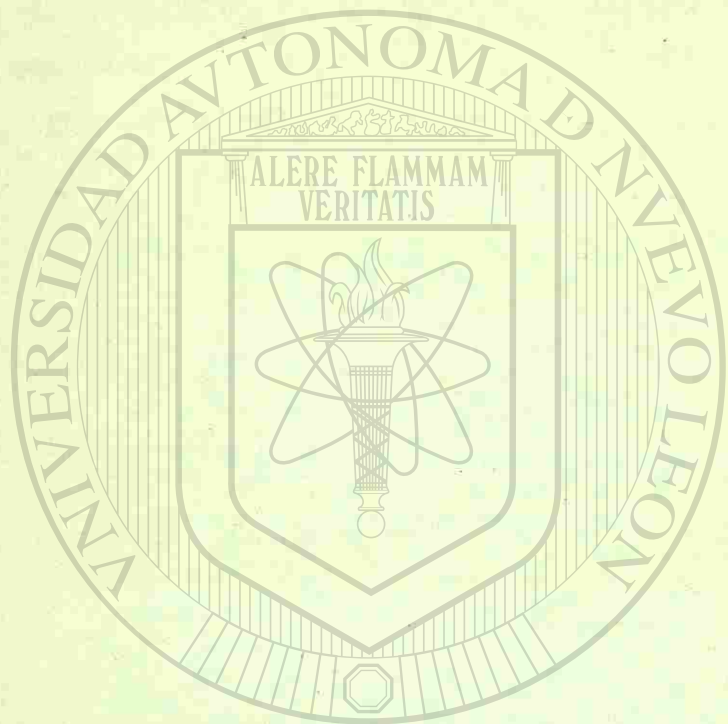


UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





Nuestro agradecimiento al C. Lic. Jesús Esteban Vázquez-Gallegos Director de la Preparatoria No. 2 por el apoyo brindado, para la realización de éste libro.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

Profr. José Angel Moreno López
Ing. José Blas Iradier Terrazas Vargas

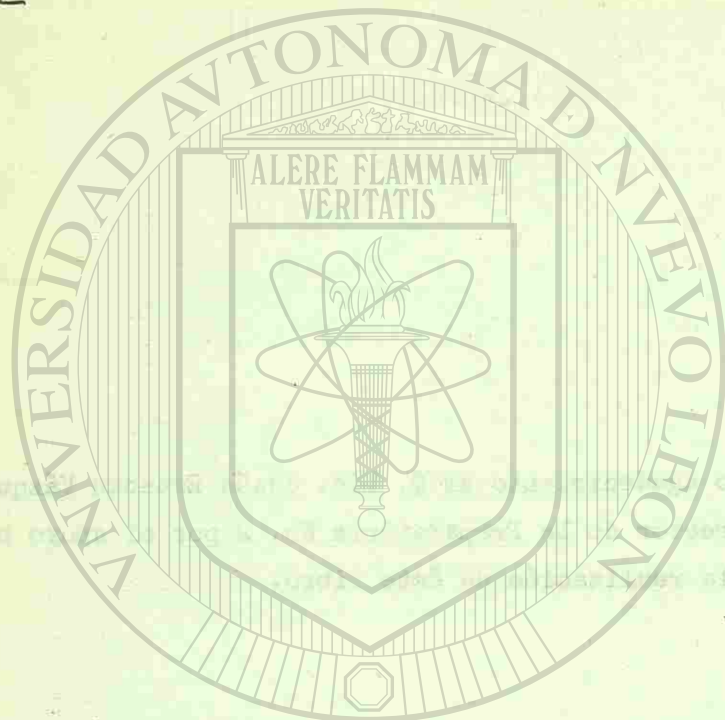
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CRISTINA LIBRERÍA
582821

QD33

MG

v.2



FONDO UNIVERSITARIO

153497

A los distinguidos maestros:

Ing. Ramiro Vázquez Gallegos

Ing. Obed Gómez Vidaurri

Profr. Leocadio Sánchez Gracia

Ing. Ma. Cristina Navarro Salas

Ing. Ma. del Carmen Balbuena Ortiz

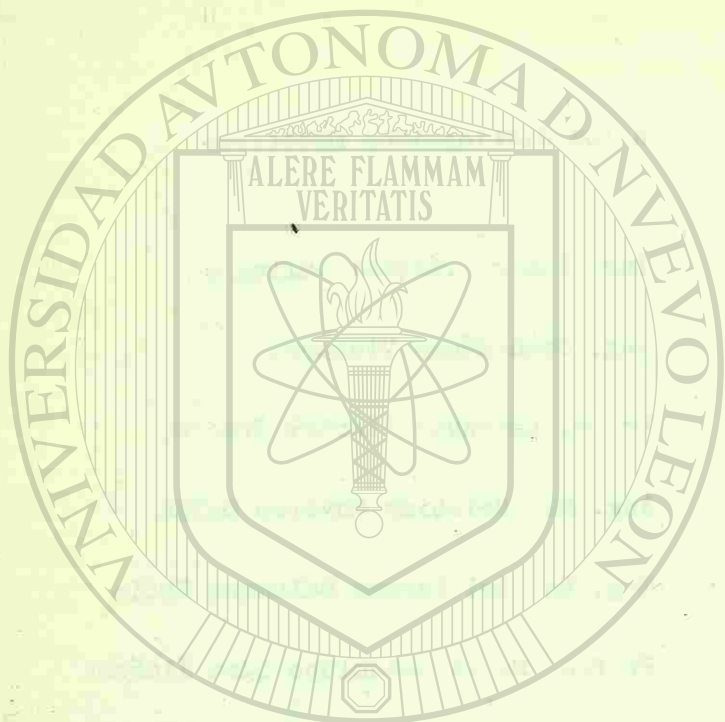
Profra. Maria Guadalupe Luna Jiménez

Ing. José Luis Ortiz Gómez

Miembros de la Academia de Química II



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



INTRODUCCION

Algunos temas a tratar en Química Inorgánica, referentes al segundo semestre, tales como: nomenclatura, estequiometría y balanceo de ecuaciones, representan para el alumno ciertas dificultades.

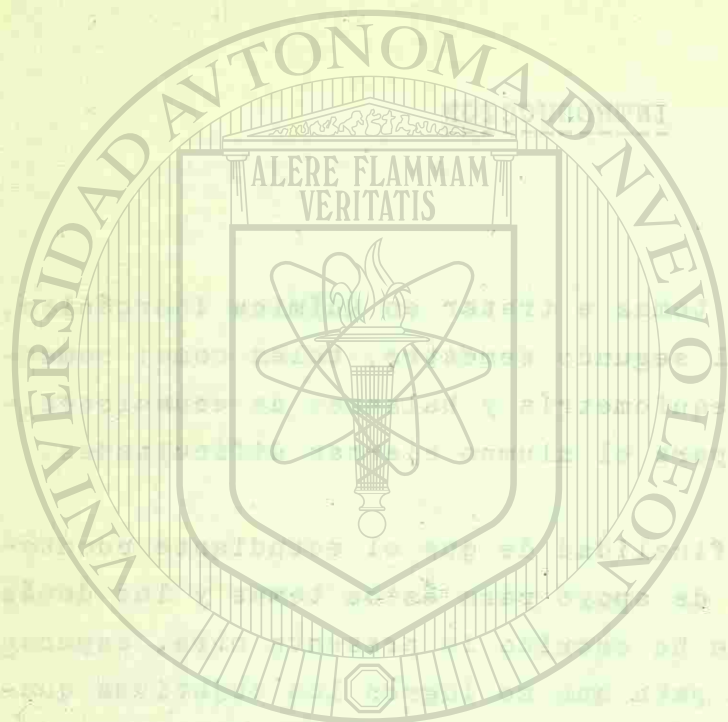
Con la finalidad de que el estudiante cuente con material de apoyo para éstos temas y los demás del curso, se ha escrito la presente obra, esperando que sirva para que se logren los objetivos que se marcan en el Programa Oficial del Bachillerato Unico aprobado por el H. Consejo Universitario.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Prfor. José Angel Moreno López

Ing. José Blas Iradier Terrazas Vargas



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

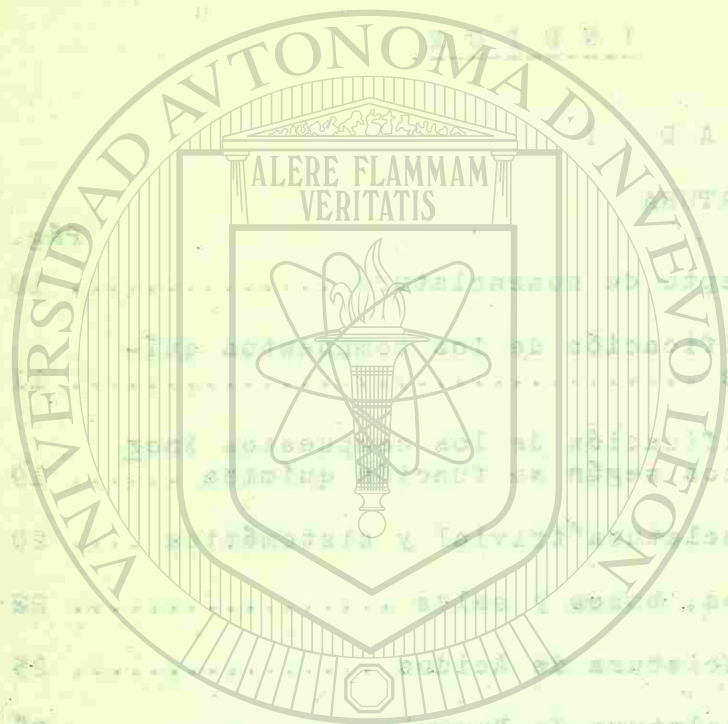
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INDICE

UNIDAD I

NOMENCLATURA

	Pág.
* Concepto de nomenclatura	10
* Clasificación de los compuestos químicos	11
* Clasificación de los compuestos inorgánicos según su función química	19
* Nomenclatura trivial y sistemática	20
* Ácidos, bases y sales	22
* Nomenclatura de Ácidos	25
* Nomenclatura de Bases	28
* Neutralización	29
* Nomenclatura de Sales	30
* Nomenclatura de Óxidos	35



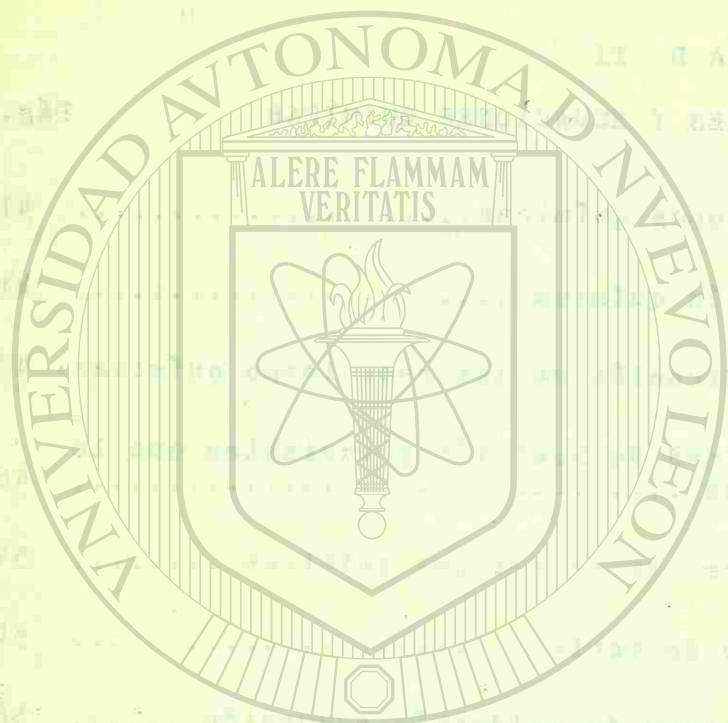
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

U N I D A D II

	Pág.
REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS	
* Reacciones químicas.....	41
* Ecuación química	41
* Clasificación de las reacciones químicas.	43
* Velocidad de reacción y variables que la afectan	48
* Balanceo de ecuaciones químicas	54
* Método de tanteo	54
* Reacciones de oxidación-reducción	56
* Balanceo de ecuaciones por el método de Oxidación-Reducción (Redox)	60





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

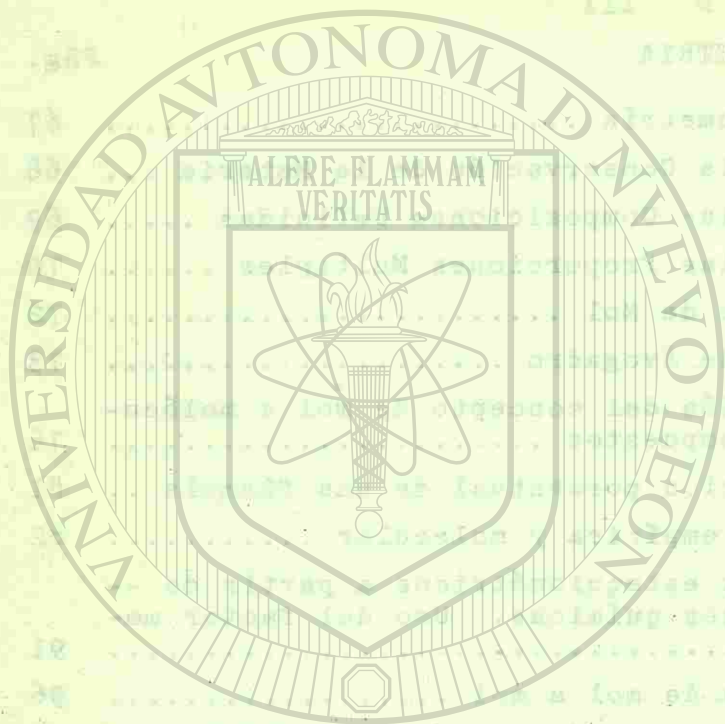
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

U N I D A D III

ESTEQUIOMETRIA

Pág.

* Estequiometría	67
* Ley de la Conservación de la Materia ...	68
* Ley de las Composiciones Definidas	69
* Ley de las Proporciones Múltiples	70
* Concepto de Mol	72
* Número de Avogadro	73
* Aplicación del concepto de mol a moléculas y compuestos	76
* Composición porcentual de una fórmula ..	81
* Fórmula empírica y molecular	82
* Cálculos estequiométricos a partir de -- reacciones químicas. Uso del factor molar	91
* Cálculos de mol a mol	96
* Cálculos de masa a masa	97
* Reactivo limitante y reactivo en exceso..	99
* Cálculos de masa-masa-reactivo limitante	102
* Problemas	104
* Número atómico y masa atómica de los elementos	108
* Tabla Periódica	112
Bibliografía	113

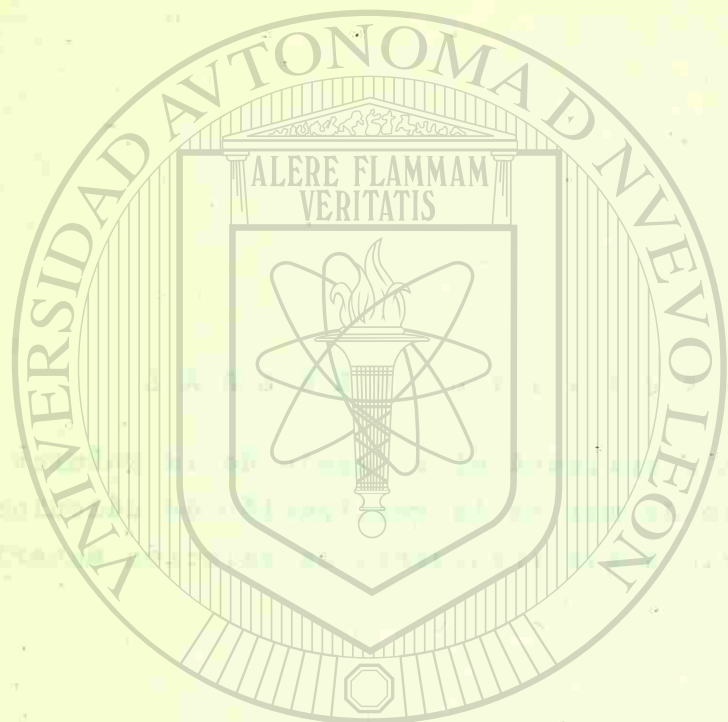


OBJETIVO GENERAL

El alumno aplicará el lenguaje de la Química - y el concepto de mol en la realización de cálculos estequiométricos que involucran la relación materia energía.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

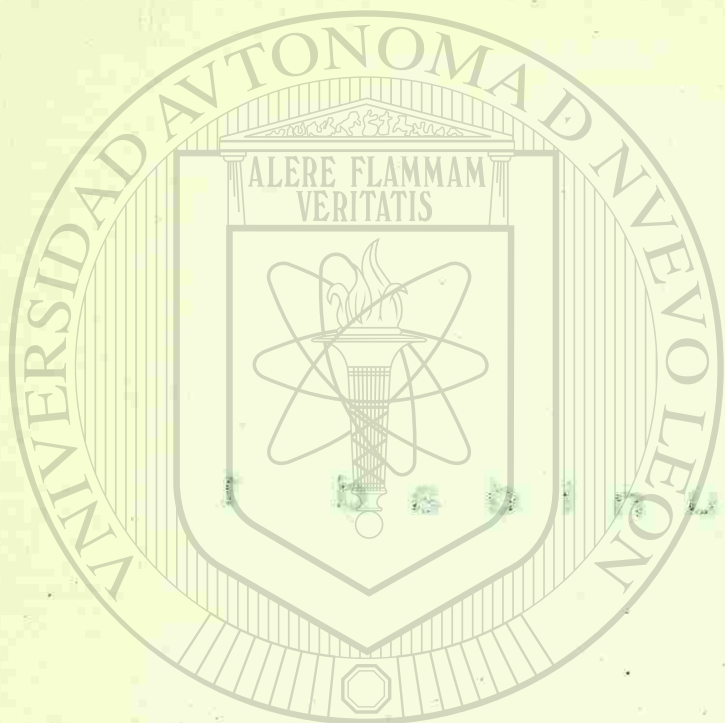


U A N L
u n i d a d 1

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





U N I D A D I

NOMENCLATURA.

La Química es una ciencia que estudia las sustancias, sus propiedades de un compuesto así como para nombrar a los compuestos y al igual muestra la composición que se hace de un elemento a través de los átomos en las diferentes sustancias de nuestro planeta. Esto se hace en un lenguaje científico que se llama nomenclatura.

NOMENCLATURA

OBJETIVO PARTICULAR

Al terminar la unidad, el alumno aplicará las reglas de nomenclatura en los compuestos químicos-inorgánicos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

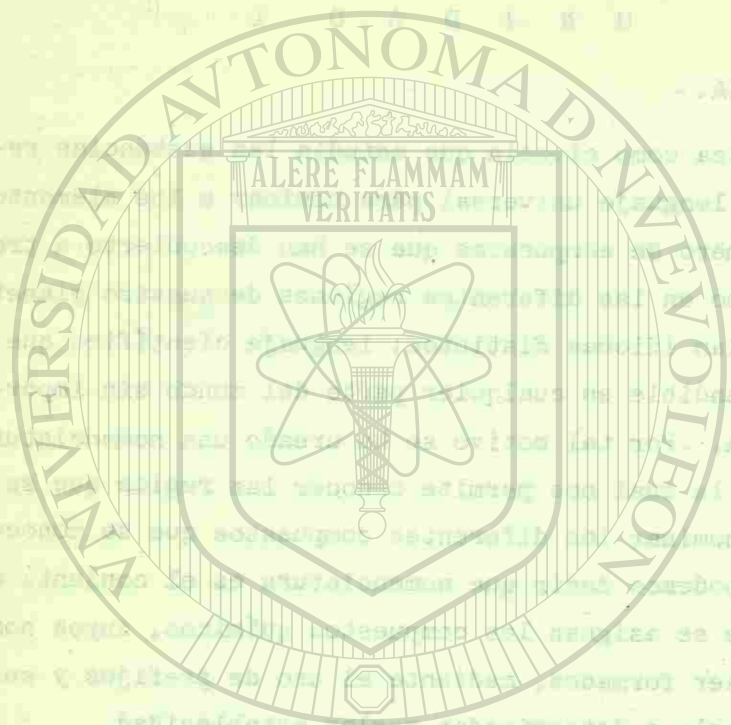
U N I D A D I

NOMENCLATURA.-

La Química como ciencia que estudia las sustancias requiere de un lenguaje universal para nominar a los elementos y al gran número de compuestos que se han descubierto a través del tiempo en las diferentes regiones de nuestro planeta, donde se hablan idiomas distintos; lenguaje científico que debe ser entendible en cualquier parte del mundo sin importar el idioma. Por tal motivo se ha creado una nomenclatura sistemática, la cual nos permite conocer las reglas que se siguen para nominar los diferentes compuestos que se conocen. En síntesis podemos decir que nomenclatura es el conjunto de voces con que se asignan los compuestos químicos, cuyos nombres suelen ser formados, mediante el uso de prefijos y sufijos, con arreglo a determinadas reglas establecidas.

ION

En la unidad IV del primer semestre estudiamos el concepto de número de oxidación, el cual lo definimos como la carga aparente que tiene un átomo al combinarse, éste concepto lo relacionaremos ahora con el concepto de ion, el cual lo definiremos como un átomo o grupos ligados de átomos con carga eléctrica que puede ser positivo o negativo.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Es conveniente que se le de un repaso a la tabla periódica y así encontraremos ubicados a los cationes y aniones en grupos donde es característica la valencia que tienen dichos elementos; también podemos observar que el número de oxidación de los elementos principalmente en los negativos o sea los no metales tienen mas de un número de oxidación.

CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS QUIMICOS

A los compuestos químicos los podemos clasificar según el número de elementos que lo integran y su función química o propiedades que tienen dichos compuestos.

Según los elementos que lo integran los compuestos los vamos a dividir en:

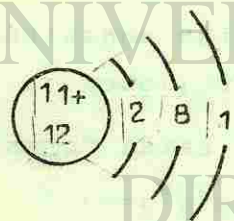
a).- BINARIOS: Cuando están integrados por 2 elementos ejemplo: HCl , NaCl , K_2O , CO_2

b).- TERNARIOS: Cuando están constituidos por 3 elementos como: H_2CO_4 , HNO_3 , KNO_3 , etc. ®

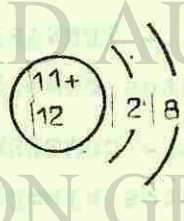
c).- CUATERNARIOS: Cuando están formados por 4 elementos ejemplo: NaHSO_4 , $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

cuando sean positivos los llamaremos Cationes y cuando sean negativos los llamaremos Aniones.

Los cationes se forman cuando el átomo pierde electrones y esto provoca que exista una diferencia entre la cantidad de protones y electrones en el átomo, ya que nosotros sabemos que los átomos son eléctricamente neutros, en el caso de los cationes la cantidad de protones es mayor, que la cantidad de electrones por ejemplo, el sodio tiene como átomo once protones y once electrones los cuales se encuentran distribuidos en tres niveles, en el primer nivel se encuentran 2 electrones, en el segundo 8 electrones y en el tercer nivel un electrón, si este último electrón es arrancado existirán entonces 11 protones y 10 electrones y tendremos una diferencia de un protón por lo que podemos tener ahora un catión uno positivo.



ATOMO DE SODIO



ION SODIO



Podemos concluir que generalmente se forma un catión cuando al átomo se le arrancan electrones - de su último nivel.

LISTADO DE ALGUNOS CATIONES

CATIONES UNO POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
HIDROGENO	H^+
POTASIO	K^+
SODIO	Na^+
LITIO	Li^+
PLATA	Ag^+
COBRE	Cu^+
MERCURIO	Hg^+

CATIONES DOS POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
BARIO	Ba^{++}
CALCIO	Ca^{++}
CADMIO	Cd^{++}
MAGNESIO	Mg^{++}
NIQUEL	Ni^{++}
ESTRONCIO	Sr^{++}

NOMBRE SIMBOLO

ZINC	Zn ⁺⁺
COBRE	Cu ⁺⁺
FIERRO	Fe ⁺⁺
PLOMO	Pb ⁺⁺
ESTAÑO	Sn ⁺⁺
MERCURIO	Hg ⁺⁺

CATIONES TRES POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
ALUMINIO	Al ⁺⁺⁺
BISMUTO	Bi ⁺⁺⁺
FIERRO	Fe ⁺⁺⁺

CATIONES CUATRO POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
ESTAÑO	Sn ⁺⁺⁺⁺
PLOMO	Pb ⁺⁺⁺⁺

Los aniones como lo hemos mencionado anteriormente son iones con carga negativa y se forman cuando los átomos ganan electrones y existe una diferencia entre la cantidad de protones y electrones, observandose claramente que la cantidad de --

electrones es mayor que la cantidad de protones -- y así tendremos un anión por ejemplo el cloro tiene 17 protones y 17 electrones, que están distribuidos en tres niveles de la siguiente manera, 2 electrones en el primer nivel, 8 en el segundo y 7 en el tercero, al ganar un electrón el átomo de cloro quedará con 18 electrones y 17 protones dando lugar a un ion 1 negativo, o sea que el cloro sería un anión 1 negativo llamado comunmente cloruro.



ATOMO DE CLORO

ION CLORO
ANION

ANIONES UNO NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
BROMO	Br ⁻¹	BROMURO
CLORO	Cl ⁻¹	CLORURO
FLUOR	F ⁻¹	FLUORURO
IODO	I ⁻¹	IODURO

ANIONES DOS NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
OXIGENO	O ⁻²	OXIDO
AZUFRE	S ⁻²	SULFURO

ANIONES TRES NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
NITROGENO	N ⁻³	NITRURO
FOSFORO	P ⁻³	FOSFURO

Por definición de los iones también son grupos ligados de átomos que tienen carga eléctrica, éstos grupos de átomos o agregados de átomos están unidos por enlaces covalentes y debido a que tienen carga son denominados iones y no moléculas, a estos iones constituidos por dos o más átomos unidos por enlaces covalentes se les denomina iones poliátomicos

IONES POLIATOMICOS UNO NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
ACETATO	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻¹
HIPOCLORITO	ClO ⁻¹
CLORITO	ClO ₂ ⁻¹
CLORATO	ClO ₃ ⁻¹
PERCLORATO	ClO ₄ ⁻¹
CIANURO	CN ⁻¹
BICARBONATO	HCO ₃ ⁻¹
BUSULFITO	HSO ₃ ⁻¹
BISULFATO	HSO ₄ ⁻¹

HIDROXIDO	OH^{-1}
PERMANGANATO	MnO_4^{-1}

NOMBRE FORMULA DEL ION POLIATOMICO

NITRITO	NO_2^{-1}
NITRATO	NO_3^{-1}

ANIONES POLIATOMICOS DOS NEGATIVO

NOMBRE FORMULA DEL ION POLIATOMICO

CARBONATO	CO_3^{-2}
CROMATO	CrO_4^{-2}
DICROMATO	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
SULFATO	SO_4^{-2}
SULFITO	SO_3^{-2}

ANIONES POLIATOMICOS TRES NEGATIVO

NOMBRE FORMULA DEL ION POLIATOMICO

FOSFATO	PO_4^{-3}
POSFITO	PO_3^{-3}

CATION POLIATOMICO

NOMBRE FORMULA DEL ION

AMONIO	NH_4^{+1}
--------	--------------------

CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS INORGANICOS
SEGUN SU FUNCION QUIMICA

Según su función química o propiedades que tienen los compuestos inorgánicos los clasificaremos en:

- a).- ACIDOS ejemplo; H_2S , H_2SO_4 ...
- b).- BASES o HIDROXIDOS ejemplo; KOH , NaOH ...
- c).- SALES ejemplo, NaCl , KClO_3 ...
- d).- OXIDOS METALICOS ejemplo; MgO , Na_2O ...
- e).- ANHIDRIDO ejemplo; CO_2 , SO_2 ...
- f).- HIDRUROS CaH_2

NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA

Históricamente a muchos compuestos químicos se les ha asignado nombres que carecen de lógica y que no proporcionan información sobre su composición, ya que esa denominación proviene del tiempo en que no existían reglas para nombrarlos, a este tipo de nominación se le llama nomenclatura trivial, y como ejemplo tenemos yeso, cal, azúcar, entre otros.

La Nomenclatura Sistemática esta basada en las reglas establecidas por la UIQPA Unión Internacional de Química Pura y Aplicada dada a conocer en 1962, aunque las primeras reglas para nombrar a los compuestos químicos fueron establecidas por Lavoisier y Morveaur en 1784.

Tabla que establece algunos nombres de compuestos químicos tanto triviales como sistemáticos.

Nombres triviales y sistemáticos para algunos compuestos comunes.

Fórmula	Nombre Trivial	Nombre Sistemático
Al_2O_3	alúmina	Oxido de aluminio
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	bórax	Tetraoxoato de sodio 10 agua.
$CaCO_3$	calcitur o mármol	Carbonato de calcio.
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	yeso	Sulfato de Calcio 2 agua.
CaO	cal	Oxido de calcio.
$NaOH$	lejía	Hidróxido de sodio.
NH_4Cl	sal amoníaco	Cloruro de amonio.
$NaNO_3$	salitre	Nitrato de sodio.
$Ca(OH)_2$	cal apagada	Hidróxido de calcio.
$C_{12}H_{22}O_{11}$	azúcar	Sacarosa o [α -d-glucosa 1- β -d-fructósido (2,5)]
$NaCl$	sal	Cloruro de sodio.

ACIDOS BASES Y SALES

Los compuestos químicos los podemos identificar por su función química, en los ácidos la fórmula de estos se caracteriza por tener al principio Hidrógeno, las Bases o Hidróxidos en cambio se caracterizan por tener en su fórmula el ION poliatómico o radical (OH) llamado Hidróxido y las sales se caracterizan por estar constituidas por un metal y un no metal y en lugar de un no metal un ION poliatómico o radical excepto el OH o hidróxido.

EJEMPLOS

ACIDOS	BASES	SALES
HCl	NaOH	NaCl
H ₂ SO ₄	KOH	KClO ₃
HNO ₃	NH ₄ OH	Na ₂ SO ₄
H ₃ PO ₄	Ca(OH) ₂	CaCl ₂

Por definición un ácido es una sustancia donadora de protones y también podemos decir que es una solución acuosa de compuestos que contienen Hidrógeno.

Estas sustancias tienen la característica de que con los indicadores que son sustancias orgánicas que sirven para detectar ácidos y bases se comportan de la siguiente manera: El papel tornasol azul cambia a rojo en presencia de un ácido y con fenolftaleina no se colorea, en cambio con el anaranjado de metilo se colorea de rojo.

OTROS EJEMPLOS DE ACIDOS

HBr	HNO ₂
HF	HClO ₃
HI	HClO ₂
H ₂ S	H ₂ SO ₄

Una base por definición es una sustancia aceptora de electrones y que en solución acuosa aumenta el número de IONES Hidróxido.

Las bases tienen la característica de comportarse con los indicadores de la siguiente forma: con el papel tornasol rojo cambio a color azul, con la fenolftaleina se colorea purpura y con el anaranjado de metilo no se colorea.

ACIDOS BASES Y SALES

Los compuestos químicos los podemos identificar por su función química, en los ácidos la fórmula de estos se caracteriza por tener al principio Hidrógeno, las Bases o Hidróxidos en cambio se caracterizan por tener en su fórmula el ION poliatómico o radical (OH) llamado Hidróxido y las sales se caracterizan por estar constituidas por un metal y un no metal y en lugar de un no metal un ION poliatómico o radical excepto el OH o hidróxido.

EJEMPLOS

ACIDOS	BASES	SALES
HCl	NaOH	NaCl
H ₂ SO ₄	KOH	KClO ₃
HNO ₃	NH ₄ OH	Na ₂ SO ₄
H ₃ PO ₄	Ca(OH) ₂	CaCl ₂

Por definición un ácido es una sustancia donadora de protones y también podemos decir que es una solución acuosa de compuestos que contienen Hidrógeno.

Estas sustancias tienen la característica de que con los indicadores que son sustancias orgánicas que sirven para detectar ácidos y bases se comportan de la siguiente manera: El papel tornasol azul cambia a rojo en presencia de un ácido y con fenolftaleina no se colorea, en cambio con el anaranjado de metilo se colorea de rojo.

OTROS EJEMPLOS DE ACIDOS

HBr	HNO ₂
HF	HClO ₃
HI	HClO ₂
H ₂ S	H ₂ SO ₄

Una base por definición es una sustancia aceptora de electrones y que en solución acuosa aumenta el número de IONES Hidróxido.

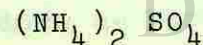
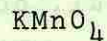
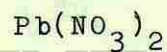
Las bases tienen la característica de comportarse con los indicadores de la siguiente forma: con el papel tornasol rojo cambio a color azul, con la fenolftaleina se colorea purpura y con el anaranjado de metilo no se colorea.

EJEMPLOS DE BASES O HIDROXIDOS



Las sales se definen como compuestos formados a partir de que el Hidrógeno de un ácido es sustituido por ION metálico o el ION poliatómico Amonio -- (NH₄) y un ion no metálico o un ion poliatómico.

EJEMPLOS DE SALES BINARIAS Y TERNARIAS



NOMENCLATURA DE ACIDOS

Los ácidos inorgánicos como lo mencionamos anteriormente, tienen la característica de tener al principio de su fórmula hidrógeno, a estos compuestos los clasificaremos en binarios o hidrácidos y ternarios u oxiácidos.

NOMENCLATURA DE ACIDOS BINARIOS

Los ácidos binarios están constituidos por hidrógeno y un no metal, estos deberán estar en solución acuosa como todos los ácidos. Para nombrar estos compuestos se escribe primero la palabra ácido y después el nombre del no metal con la terminación hídrico ejemplo.

El HCl es un ácido binario, es ácido por estar formado por hidrógeno y no metal cloro, es binario por estar formado por dos tipos distintos de átomos.

El HCl tiene por nombre ácido clorhídrico.

NOMBRA LOS SIGUIENTES ACIDOS

FORMULA N O M B R E

H ₂ S	
HBr	
HF	

NOMENCLATURA DE ACIDOS TERNARIOS U OXIACIDOS

Estos compuestos estan formados por tres tipos diferentes de átomos y están constituidos por hidrógeno y un ION poliatómico.

Para nominarlos se utilizan las siguientes reglas.

- 1).- Se escribirá primero la palabra ácido.
- 2).- Si el radical o ION poliatómico que lo integra tiene diferente cantidad de oxígeno.
 - a).- Tendrá la terminación ICO cuando tenga más oxígeno.
 - b).- Tendrá la terminación OSO cuando tenga menos oxígeno.
- 3).- En algunos casos en los que existan más de dos formas de un mismo radical por la cantidad de oxígeno que contengan, se utilizaran prefijos como Per cuando sea la mayor cantidad de oxígeno y el prefijo Hipo cuando contenga el radical menos oxígeno.

ESCRIBE LA FORMULA Y EL NOMBRE DE LOS SIGUIENTES ACIDOS QUE SE FORMAN CON EL HIDROGENO Y LOS RADICALES DADOS.

Iones Poliatómicos \ H	FORMULA	NOMBRE
SO ₄	H ₂ SO ₄	ACIDO SULFURICO
SO ₃		
NO ₂		
ClO ₄		
ClO ₃		
ClO ₂		
ClO		
PO ₄		
PO ₃		
CO ₃		

NOMENCLATURA DE BASES HIDROXIDOS

Anteriormente mencionamos que las bases estaban constituidas por un metal o ION amonio y el radical o ION poliatómico (OH) hidróxido. Estos compuestos para nombrarse se utilizan las siguientes reglas.

- 1).- Se escribe la palabra hidróxido.
- 2).- Se escribe el nombre del ION positivo.

FORMA LOS SIGUIENTES HIDROXIDOS Y ESCRIBE SU NOMBRE

Ion Positivo	OH	FORMULA	NOMBRE
K			
Ca			
NH ₄			
Mg			
Pb ⁺²			
Hg ⁺			
Cu ⁺²			
Fe ⁺²			
Na			
Ba			

NEUTRALIZACION

Las reacciones de neutralización se realizan cuando un ácido reacciona con una base o hidróxido para producir un compuesto de características neutras, o sea, que no tendrá las características de ácidos ni de bases, como los que mencionamos al principio de la unidad; con respecto a los indicadores, a este producto de la reacción de un ácido con una base le llamaremos sal, además de este producto en la reacción de neutralización se obtiene agua.



Las sales que se produzcan tanto binarias como ternarias, dependerán de los ácidos que reaccionen; para obtener una sal binaria tendrá que entrar en combinación un ácido binario -- ejemplo.



Para obtener una sal ternaria intervendrá en la reacción un ácido ternario.



NOMENCLATURA DE SALES BINARIAS

Para nombrar las sales binarias se utilizan las siguientes reglas.

1).- Se escribirá primero el nombre del ION no metálico con la terminación URO.

2).- Se escribe el nombre de ION metálico.

COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO

	Cl	Br	S	I
Ca	1 CaCl ₂	13	25	37
Na	2	14	26	38
Hg ⁺²	3	15	27	39
Cu ⁺¹	4	16	28	40
Al	5	17	29	41
K	6	18	30	42
Sn ⁺⁴	7	19	31	43
Pb ⁺²	8	20	32	44
Li	9	21	33	45
Ba	10	22	34	46
Mg	11	23	35	47
Sr	12	24	36	48

ESCRIBA LOS NOMBRES DE LAS SALES QUE FORMASTE EN EL CUADRO ANTERIOR

- 1.- _____ 18.- _____
- 2.- _____ 19.- _____
- 3.- _____ 20.- _____
- 4.- _____ 21.- _____
- 5.- _____ 22.- _____
- 6.- _____ 23.- _____
- 7.- _____ 24.- _____
- 8.- _____ 25.- _____
- 9.- _____ 26.- _____
- 10.- _____ 27.- _____
- 11.- _____ 28.- _____
- 12.- _____ 29.- _____
- 13.- _____ 30.- _____
- 14.- _____ 31.- _____
- 15.- _____ 32.- _____
- 16.- _____ 33.- _____
- 17.- _____ 34.- _____

- 35.- _____ 42.- _____
 36.- _____ 43.- _____
 37.- _____ 44.- _____
 38.- _____ 45.- _____
 39.- _____ 46.- _____
 40.- _____ 47.- _____
 41.- _____ 48.- _____

NOMENCLATURA DE SALES TERNARIAS U OXISALES

Las sales ternarias, las cuales estan constituidas por hidrógeno y un radical o ION poliatómico, para nombrarlas - utilizaremos las siguientes reglas.

1).- Escribir el nombre del radical dándole:

a).- La terminación ato, si el radical contiene mayor - cantidad de oxígeno.

b).- La terminación oso si el radical contiene menos - oxígeno.

2).- En caso de que existan radicales con más de 2 cantidades diferentes de oxígeno se utilizaran los prefijos Per cuando sea la mayor cantidad de oxígeno y el prefijo Hipo -- cuando el radical contenga la menor cantidad de oxígeno.

3).- Se escribe el nombre del ION metálico.

EN EL SIGUIENTE CUADRO ESCRIBE LAS FORMULAS DE LAS SALES- QUE SE FORMAN AL UNIR LOS METALES CON LOS RADICALES DADOS.

	SO ₄	MnO ₄	NO ₃	CO ₃
Al	1 Al ₂ SO ₄	11	21	31
Na	2	12	22	32
K	3	13	23	33
Cu ⁺²	4	14	24	34
Sn ⁺⁴	5	15	25	35
Pb ⁺²	6	16	26	36
Ba	7	17	27	37
Mg	8	18	28	38
Ca	9	19	29	39
Li	10	20	30	40

ESCRIBE EL NOMBRE DE LAS SALES TERNARIAS QUE FORMASTE EN EL CUADRO ANTERIOR

- 1.- _____ 4.- _____
 2.- _____ 5.- _____
 3.- _____ 6.- _____

- 7.- _____ 24.- _____
 8.- _____ 25.- _____
 9.- _____ 26.- _____
 10.- _____ 27.- _____
 11.- _____ 28.- _____
 12.- _____ 29.- _____
 13.- _____ 30.- _____
 14.- _____ 31.- _____
 15.- _____ 32.- _____
 16.- _____ 33.- _____
 17.- _____ 34.- _____
 18.- _____ 35.- _____
 19.- _____ 36.- _____
 20.- _____ 37.- _____
 21.- _____ 38.- _____
 22.- _____ 39.- _____
 23.- _____ 40.- _____

OXIDOS METALICOS

Estos compuestos están constiuidos por un ION metálico y oxígeno. Los óxidos tienen la propiedad de que al combinarse con el agua producen bases, las cuales podemos identificar -- con los indicadores antes mencionados.

NOMENCLATURA DE OXIDIDOS

- 1).- Se escribe la palabra óxido.
- 2).- Se escribe el nombre de ION metálico.

En el siguiente cuadro, obtén la fórmula del óxido respectivo al unir el oxígeno con los iones metálicos dados.

Oxígeno ION Metálico	FORMULA	NOMBRE
Mg	MgO	Oxido de Magnesio
Pb ⁺⁴		
Fe ⁺³		
Ag		
Cu ⁺²		
Hg ⁺¹		
Sn ⁺²		

OXIDOS NO METALICOS O ANHIDRIDOS

Estos compuestos están constituidos por un no metal y oxígeno, los anhídridos al reaccionar con el agua producen los ácidos ternarios, para nombrar éstos compuestos se utilizan reglas como las de los ejemplos siguientes:

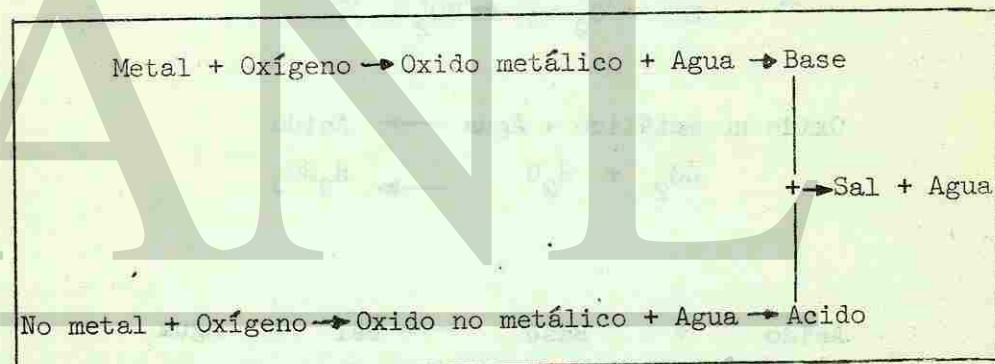
SO₂ anhídrido sulfuroso o dióxido de azufre.

SO₃ anhídrido sulfúrico o trióxido de azufre.

CO₂ anhídrido carbónico o dióxido de azufre.

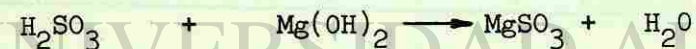
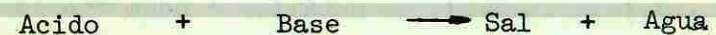
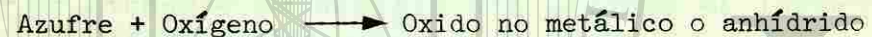
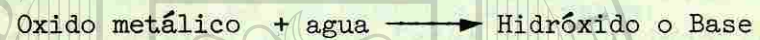
FUNCIONES QUIMICAS

Los diferentes compuestos químicos se obtienen reaccionando elementos o compuestos específicos, para obtenerlos se siguen ciertas reglas generales. - Observando el siguiente cuadro podremos comprender que al combinar un metal con el oxígeno obtendremos un óxido metálico que al unirlo con el agua producirá un hidróxido o base y por otra parte, si un no metal se combina con oxígeno se obtendrá un óxido -



no metálico o anhídrido que al unirse con el agua producirá un ácido y por último, si un ácido se une con una base obtendremos una sal más agua: a esta última reacción se le denomina reacción de neutralización.

Ejemplo:



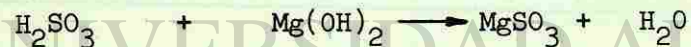
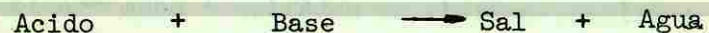
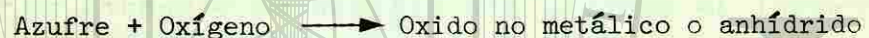
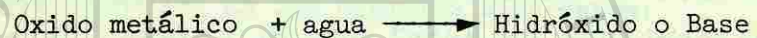
unidad 2

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

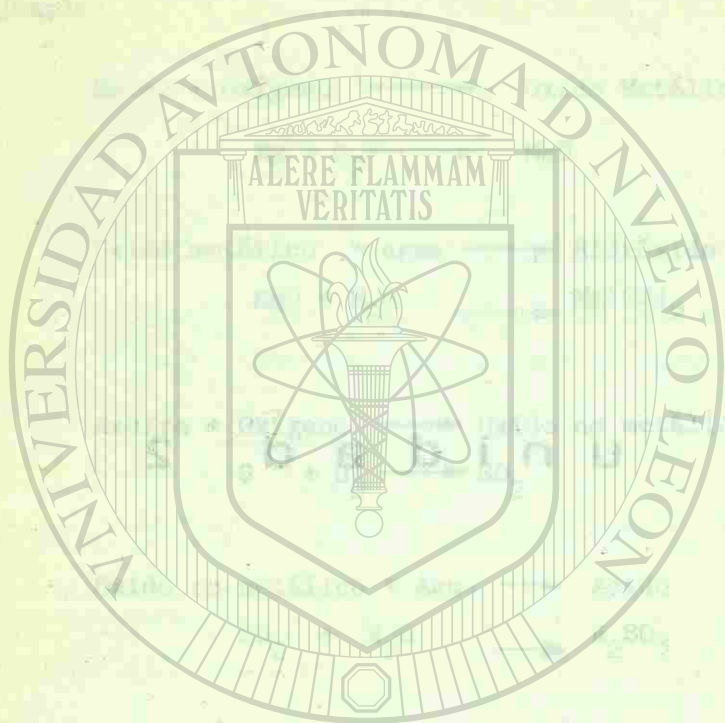
Ejemplo:



unidad 2

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



U N I D A D I I

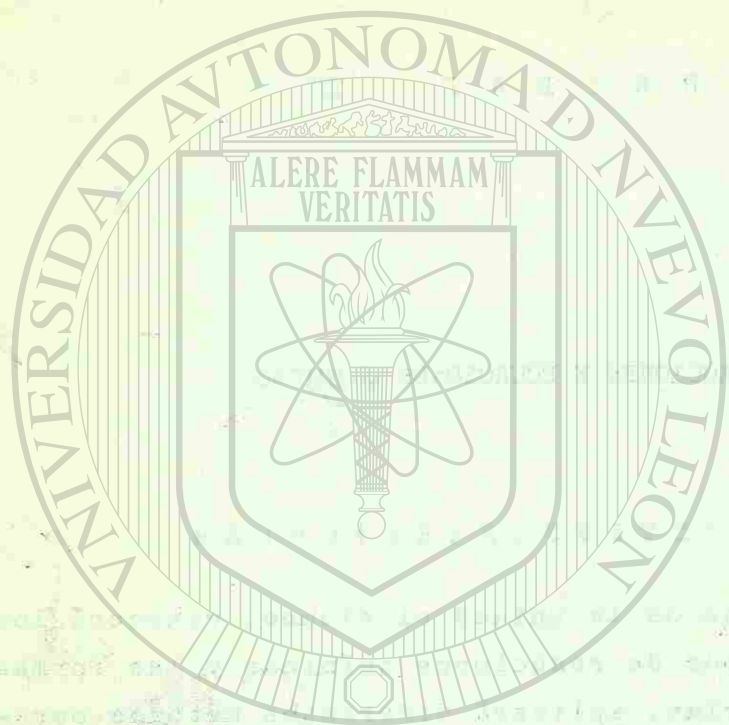
REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

OBJETIVO PARTICULAR

Al término de la unidad el alumno: conocerá los diferentes tipos de reacciones químicas y las formas de representarlas, aplicará diferentes métodos para balanceo de ecuaciones.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son procesos en las cuales las sustancias, ya sean elementos o compuestos se unen para formar otras sustancias con diferentes características a las que le dieron origen. En las reacciones las moléculas, átomos o iones se combinan y se forman otras moléculas, átomos o iones diferentes con propiedad y características distintas.

ECUACION QUÍMICA

Las ecuaciones químicas son las representaciones de las reacciones químicas, esta representación se realiza generalmente con las fórmulas de las sustancias que intervienen en la reacción.

Una ecuación química está constituida por dos partes, la primera la forman los reactivos y la segunda los productos que están separados por una línea que indica: igual. -- produce o se obtiene.

En una ecuación química la cantidad de reactivos debe ser igual a la de productos, tanto en número de átomos como en masa y así cumplirse la Ley de la Conservación de la Materia, la que podemos enunciar de la siguiente manera: "En toda reacción química no se gana ni se pierde masa."

Reactivos = Productos

Reactivos → Productos

En una ecuación química pueden encontrarse los siguientes símbolos como:

(ac) Solución acuosa

(s) Sólido

(g) Gas



Gas



Precipitado

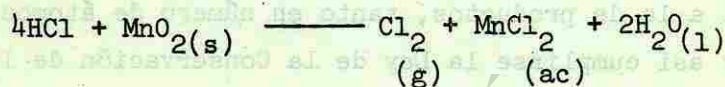


Calor



Reversible

Ejemplos:



CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas las podemos clasificar de diferentes puntos de vista. Desde el punto de vista ingenieril, la forma más útil de clasificarlas es el que resulta al dividir las de acuerdo con el número y tipo de fases implicadas en el sistema. De ésta manera las reacciones se clasifican en dos grupos: homogéneas y heterogéneas.

Reacción homogénea, es la que se efectúa en una sola fase.

Reacción heterogénea, la que para efectuarse requiere de dos o más fases.

Otra forma de clasificarlos es en: catalíticos, y no-catalíticos, entendiéndose por catalíticos, -- aquellos cuya velocidad es alterada por la presencia de sustancias en los reactivos, pero, que no -- son reactivos ni productos. A estas sustancias se les denomina catalizadores, las cuales actúan como mediadores, acelerando o retardando la velocidad de reacción y a la vez pueden o no sufrir mínimas variaciones.

Hay reacciones en las cuales se absorbe o se desprende calor. Desde éste punto de vista las reacciones se clasifican en: exotérmicas y endotérmicas.

Reacción exotérmica, son las que al verificar se producen calor.

• Reacciones endotérmicas, son las que necesitan absorber calor para producirse.

Las reacciones químicas, también se pueden clasificar en dos tipos, si tomamos en cuenta si hay o no oxidación. Así las ecuaciones pueden ser de:

Oxidación-reducción (Redox)

Metátesis

De oxidación-reducción, si hay cambio en sus números de oxidación.

De metátesis, si no sufren cambio los números de oxidación.

Otras formas de clasificar las reacciones es la que toma en cuenta la forma de descomponerse un compuesto en sus elementos o como los átomos o iones de un compuesto desplazan a los de otro para formar nuevos compuestos.

Siguiendo las observaciones anteriores, las reacciones se clasifican en:

- REACCIONES DE SINTESIS.
- REACCIONES DE DESCOMPOSICION.
- REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCION.
- REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO.

REACCIONES DE SINTESIS

Las reacciones de síntesis son aquellas en las cuales dos o más elementos se unen para formar un compuesto.

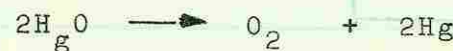
Ejemplo:



REACCIONES DE DESCOMPOSICION

Son las reacciones en las cuales un compuesto se separa en los elementos que lo integran, o en compuestos más simples.

Ejemplos:



REACCIONES DE DESALOJAMIENTO O SUSTITUCION

Son reacciones en las cuales un elemento reacciona con un compuesto desplazando a uno de sus elementos.

Ejemplo:

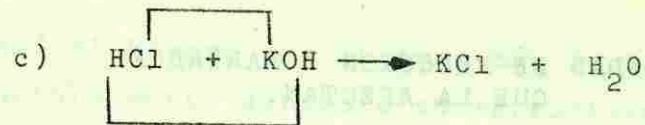
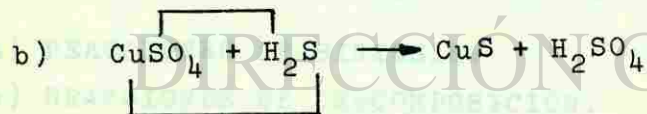
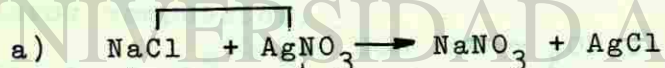


El Fe desplaza al Hg, tomando su lugar formando el FeS.

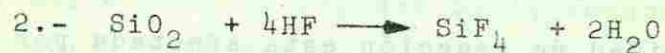
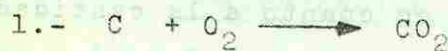
REACCIONES DE DOBLE DESCOMPOSICION

Son las reacciones que se realizan cuando dos compuestos que reaccionan, intercambian iones para formar nuevos compuestos.

Ejemplos:



I.- IDENTIFICA LAS SIGUIENTES REACCIONES



VELOCIDAD DE REACCION Y VARIABLES QUE LA AFECTAN.

Para los fines de este curso, la velocidad de reacción la podemos definir como la rapidez con que se efectúa una reacción en cuanto a la cantidad de reactantes consumidos o productos formados en la unidad de tiempo.

La velocidad de reacción esta afectada por diversas variables o factores, entre los cuales podemos mencionar.

- a) NATURALEZA DE LOS REACTIVOS.
- b) LA CONCENTRACION DE LOS REACTIVOS.
- c) LA TEMPERATURA.
- d) LOS CATALIZADORES.

NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

La naturaleza de los reactivos es una variable que implica mayor o menos velocidad de la reacción, debido a la estructura atómica y molecular de los reactivos, además de los tipos de enlace que durante la reacción se tienen que romper. Por ejemplo el potasio al dejarlo al medio ambiente reacciona rápidamente formando el óxido de potasio,

no así el Hierro que lo hace más lentamente, y esto naturalmente debido a su estructura atómica que son diferentes.

CONCENTRACION DE LOS REACTIVOS

A mayor concentración o pureza de los reactivos, mayor será la rapidez de la reacción. Esta afirmación esta avalada por la Ley de Acción de Masas que dice: "la velocidad de reacción en un instante dado es proporcional a la concentración de los reactivos, en la cual cada concentración está elevada a un exponente igual al número de moles de la especie que participa en la reacción".

TEMPERATURA Y VELOCIDAD DE REACCION

En casi todas las reacciones químicas un incremento en la temperatura trae como consecuencia un aumento en la velocidad de reacción, igualmente, si disminuye la temperatura, baja la velocidad de reacción.

Una explicación del porqué las sustancias reaccionantes se transforman en productos, está dada por la Teoría del Estado de Transición. Según esta Teoría, los reactivos se combinan para formar un producto intermedio, inestable, llamado "Complejo activado", que espontáneamente se descompone dando los productos.



Para formarse [AB] se requiere de cierta energía, a ésta energía que se requiere para formar el complejo activado se le llama "Energía de Activación".

El efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción esta dado por la energía de activación-

Y por el nivel de temperatura, de tal manera que podemos afirmar que:

- a).- Las reacciones que tienen energía de activación altas, son muy sensibles a la temperatura y si la energía es baja son poco sensibles.
- b).- El efecto que tiene la temperatura en una reacción es mucho mayor a temperatura baja que a la alta.

LOS CATALIZADORES

La velocidad de un gran número de reacciones está afectada por la presencia de sustancias que no son los reactivos ni los productos de la reacción. A éstas sustancias se les llama catalizadores y pueden acelerar o retardar la velocidad de una reacción. Si aceleran la reacción se les llama catalizadores positivos, y si la retardan se les denomina catalizadores negativos.

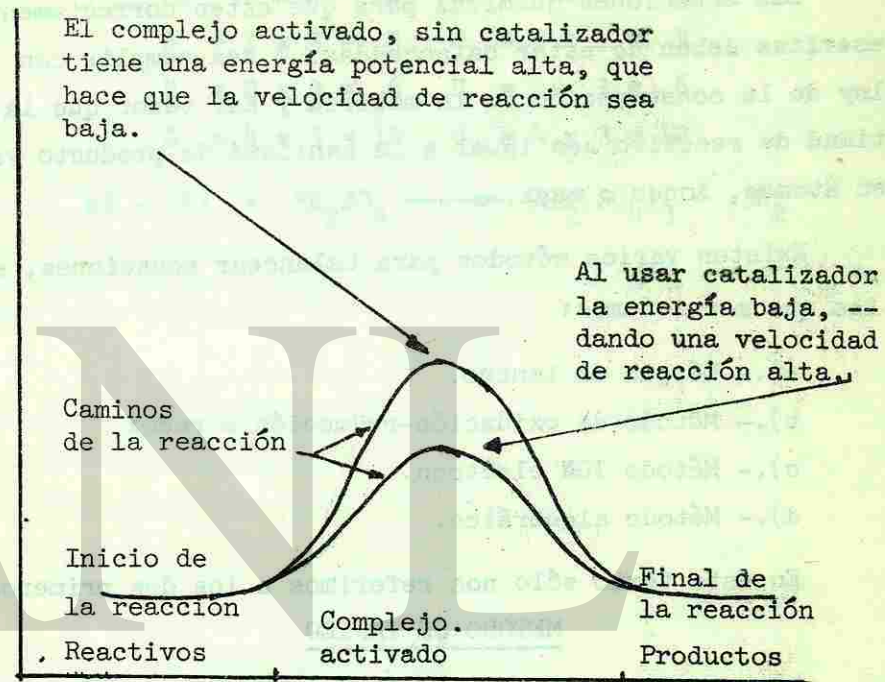
Los catalizadores tienen la propiedad de hacer variar la velocidad de las reacciones en miles de veces, pero, la característica más importante -

1020115251

es su selectividad, entendiéndose por selectividad, la propiedad que posee un catalizador para modificar sólo la velocidad de ciertas reacciones específicas, no afectando a las demás que forman el proceso.

De acuerdo con la Teoría de Transición, el catalizador reduce la barrera de energía potencial que hay que traspasar para que los reactivos formen productos. Una disminución de ésta energía -- trae como consecuencia una disminución en la energía de activación para la reacción, lo que trae como resultado un aumento en la velocidad de reacción.

Energía de los átomos que reaccionan.



GRAFICA QUE MUESTRA LA ACCION DE UN CATALIZADOR

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

Las ecuaciones químicas para que estén correctamente escritas deben de estar balanceadas, o sea cumplir con la ley de la conservación de la materia y así tener que la cantidad de reactivo sea igual a la cantidad de producto ya sea en átomos, iones o masa.

Existen varios métodos para balancear ecuaciones, entre las que mencionamos:

- Método de tanteo.
- Método de oxidación-reducción o redox
- Método ION electron.
- Método algebraico.

En este texto sólo nos referimos a los dos primeros.

METODO DE TANTEO

Este método consiste en poner coeficientes más pequeños que hagan que el número de átomos de cada elemento queden igual, tanto en reactivos como en los productos siguiendo el orden que se te presenta a continuación.

- Primero los metales.
- Después los no metales.
- Por último hidrógeno y oxígeno.



$$\text{Al} = 1 \times 2 = 2 \quad \text{Al} = 2 \times 1 = 2$$

$$\text{S} = 1 \times 3 = 3 \quad \text{S} = 3 \times 1 = 3$$

$$\text{H} = 2 \times 3 = 6 \quad \text{H} = 2 \times 3 = 6$$

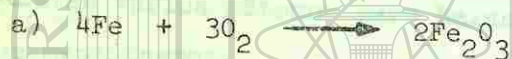
$$\text{O} = 4 \times 3 = 12 \quad \text{O} = 4 \times 3 = 12$$



REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION

Se puede afirmar que en Química, las reacciones más importantes son las de oxidación-reducción.

En un principio se denominaban reacciones de oxidación a las reacciones que en una de las sustancias reaccionantes cedían oxígeno a otros, o era capaz de sustraerles hidrógeno, por ejemplo.



En la ecuación (a) el oxígeno se une al hierro para formar el óxido férrico y en la segunda (b) el cloro sustrae el hidrógeno y deja solo el azufre.

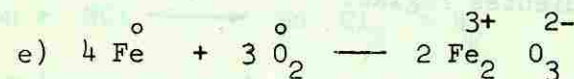
En cuanto a las reacciones de reducción eran aquellas en que una sustancia (llamada reductora) sustraía oxígeno, o cedía hidrógeno.



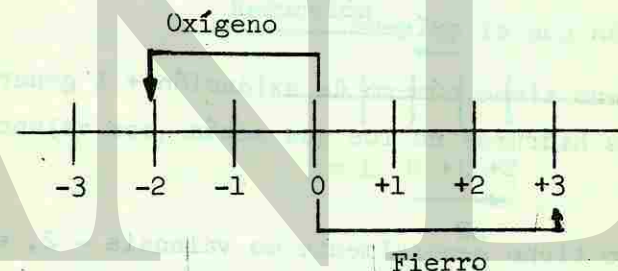
En la ecuación (c) el carbono le quita el oxígeno al hierro y en la (d) el agua cede hidrógeno.

En la actualidad las reacciones de oxidación-reducción, se definen con un criterio más amplio, diciendo que son aquellas en las cuales hay un cambio en el número de oxidación en algunos de los elementos que forman las fórmulas de la ecuación.

Por oxidación se entiende, que es la pérdida de electrones, o un aumento hacia un valor más positivo del número de oxidación y como Reducción la ganancia de electrones, o una disminución hacia un valor menos positivo del número de oxidación (o valencia)



En la ecuación (e) se observa que el Fe de cero pasa a 3+, es decir se oxida porque pierde electrones o su valencia toma un valor positivo.



El oxígeno de cero pasa a 2-, o sea se reduce ya que gana electrones o su valencia disminuye hacia un valor menos positivo.

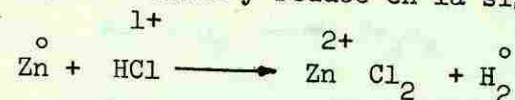
APLICACION

Para encontrar que se oxida y que se reduce en una ecuación, es conveniente recordar los números de oxidación y tener en cuenta las siguientes reglas.

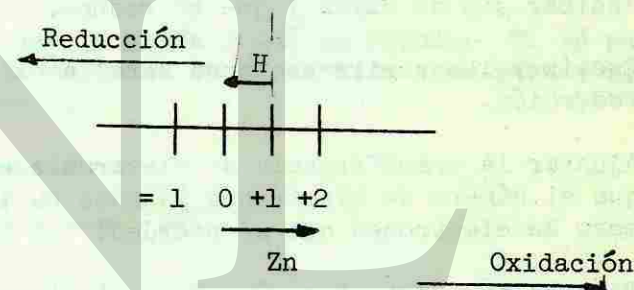
- 1.- Para cualquier elemento libre o átomo no combinado, su número de oxidación es cero.
- 2.- Los no metales tienen números de oxidación negativos cuando se combinan directamente con los metales, y positivos si se combinan con el oxígeno.
- 3.- El hidrógeno tiene número de oxidación + 1 generalmente, menos en los hidruros en los que actúa con valencia de - 1.
- 4.- El oxígeno tiene generalmente de valencia - 2, excepto en los peróxidos en los que actúa con -1.
- 5.- Los metales tienen números de oxidación positivos en todos los compuestos.
- 6.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un compuesto, su suma es cero.
- 7.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un ión poliatómico, su suma es igual a la carga del ión.

Problemas:

¿Que se oxida y reduce en la siguiente ecuación?



El Zn pasa de cero a 2 + se oxida en 2 + el H de + 1 pasa a 0 se reduce en - 1.



BALANCEO DE ECUACIONES POR EL METODO DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

PASOS

- 1.- ESCRIBIR LA ECUACION ESQUELETICA.
- 2.- Escribir los números de oxidación a todos los átomos presentes en cada fórmula y luego borrar los que no sufren cambio en Valencia.
- 3.- Indicar que se oxida y que se reduce.
- 4.- Escribir las semirreacciones para la oxidación y la reducción.
- 5.- Ajustar la transferencia de electrones basándose en que el número de electrones ganados es igual al número de electrones que se pierden.
- 6.- Tomando en cuenta los números en la igualdad de electrones, escribir los coeficientes en la ecuación dada.
- 7.- Comprobar que hay la misma cantidad de átomos, tanto en los reactivos como en los productos.

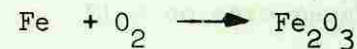
EJEMPLO I

Dada la siguiente ecuación balancear por el método redox.



PASOS

- 1.- Esqueleto de la reacción.

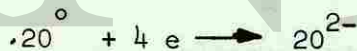
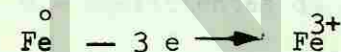


- 2.- Escribir los números de oxidación dejando solo los que sufren cambio.

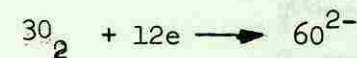
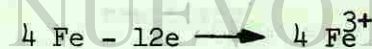


- 3.- Indicar qué se oxida y qué se reduce. El Fe pasa de cero a +3, se oxida en 3+ el O de cero pasa a -2, se reduce en -2.

- 4.- Semirreacciones



- 5.- Ajustar los electrones, para que electrones perdidos sea igual a electrones ganados.



- 6.- Escribir los coeficientes en la ecuación del paso anterior se observa que los coeficientes serán 4, y 3 para el Fe y el oxígeno respectivamente. En el producto el coeficiente será 2 ya que en la semirreac---

cción hay 4 fierros que se dividen entre el subíndice del fierro del óxido férrico y da 21, por lo tanto.

La ecuación balanceada es:



7.- Comprobación:

Átomos en los reactivos = Átomos en el producto

$$\begin{array}{r} 4 \text{ --- Fe --- } 2 \times 2 = 4 \\ 3 \times 2 = \underline{6} \text{ --- O --- } 2 \times 3 = \underline{6} \\ \hline 10 \end{array}$$

EJEMPLO 2

Balancear por redox la siguiente ecuación.



1.- Ecuación



2.- Números de oxidación

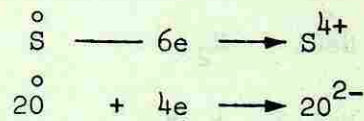


3.- Se oxida y se reduce:

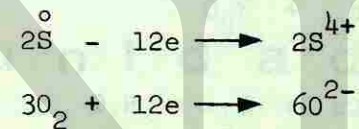
El S de 2- pasa a 4+, se oxida en 6+

El O de cero pasa a 2-, se reduce en 2-

4.- Semirreacciones:



5.- Ajuste de los electrones.



6.- Coeficientes de la ecuación



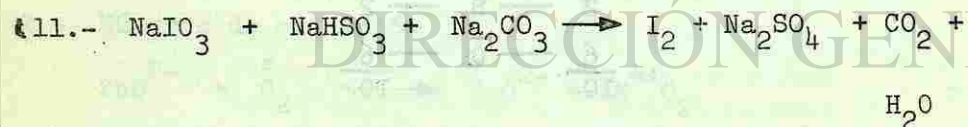
7.- Comprobación

átomos en los reactivos átomos en el producto

$$\begin{array}{r} 2 \text{ --- Zn --- } 2 \\ 2 \text{ --- S --- } 2 \\ \underline{6} \text{ --- O --- } \underline{6} \\ \hline 10 \end{array}$$

P R O B L E M A S

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX



U N I D A D 3

U A N L

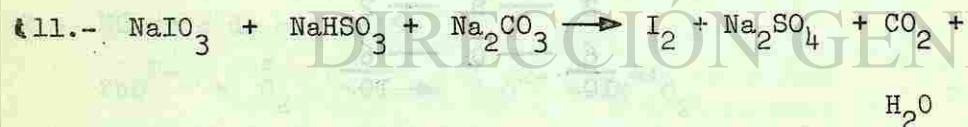
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

P R O B L E M A S

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX



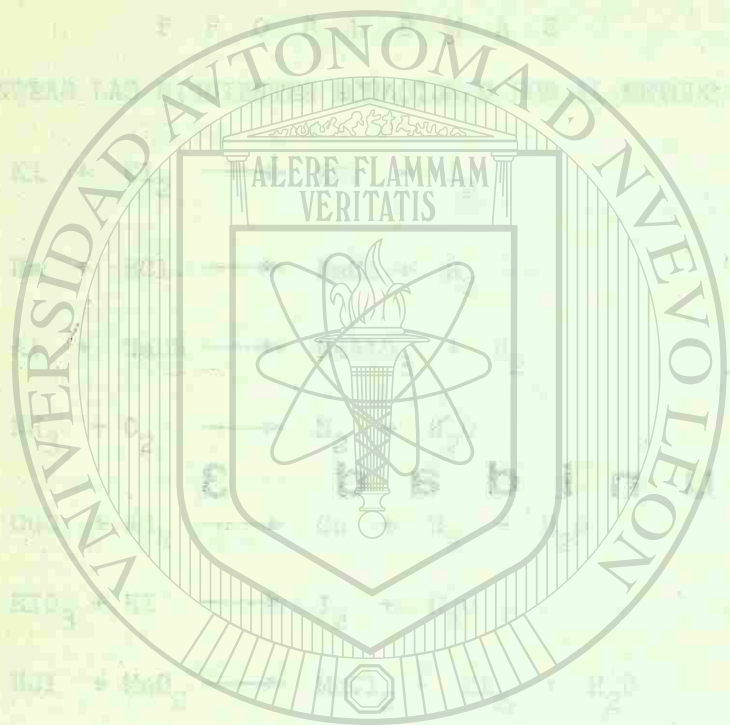
U N I D A D 3

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

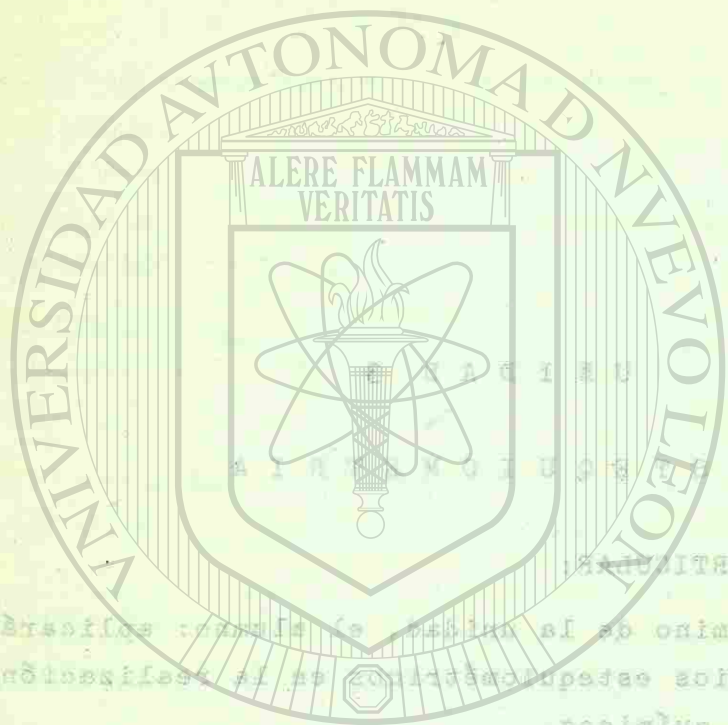
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD 3

ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno: aplicará - los principios estequiométricos en la realización - de cálculos químicos.



ESTEQUIOMETRIA

En 1775 Lavoisier expone su teoría de oxidación, en la que habla acerca de la naturaleza del principio (oxígeno) que se une con los metales en la calcinación, el cual las hace aumentar de peso; además hace notar la importancia de cuantificar el peso en las investigaciones químicas, surgiendo así la necesidad de determinar las relaciones ponderales (pesos) de las sustancias que reaccionan entre sí, y la de aplicar teóricamente estas relaciones.

Así, a fines del siglo XVIII se inauguró la estequiometría, con las investigaciones del alemán Jeremías Benjamín Richter, (1762-1807) al publicar su obra, Principios de Estequiometría o Ciencia de Medir los Elementos Químicos, en la que desarrolla la teoría de las combinaciones en peso de los elementos químicos. Richter fue el que introdujo la palabra estequiometría, la cual se deriva de los vocablos griegos -- stoicheion- elemento y metría- medida.

Estequiometría, podemos definirla diciendo que es la parte de la Química que estudia las relaciones ponderales que existen entre las sustancias reaccionantes.

En esta unidad estudiaremos la forma de calcular las relaciones ponderales en los compuestos y en las reacciones químicas.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

Al realizar la síntesis del agua se encuentra que:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno → 2 volúmenes de vapor de agua

Si tomamos como unidad de volumen el litro, tendremos:

2 litros de hidrógeno + 1 litro de oxígeno → 2 litros de vapor de agua

Y si se calcula el peso de los reactivos y del producto en condiciones normales se obtiene:

REACTIVOS

Peso de 2 litros de hidrógeno = 0.1798 g

Peso de 1 litro de oxígeno = $\frac{1.4290 \text{ g}}{1.6088 \text{ g}}$

PRODUCTO

Peso del vapor de agua = 1.6088 g

Es decir:

$0.1798 \text{ g de H}_2 + 1.429 \text{ g de O}_2 \rightarrow 1.6088 \text{ g de agua.}$

De aquí podemos deducir que la suma de las masas de los reactivos es igual a la masa del producto, por lo tanto podemos afirmar que no hay pérdida de materia y que la cantidad de masa permanece constante. Esto que se está afirmando no es más que la Ley de la Conservación de la Materia,

dadá por Antonio Lorenzo Lavoisier y que dice: En toda reacción química la cantidad de materia que interviene permanece constante.

LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

Esta ley establece que los elementos que forman un compuesto dado, siempre serán los mismos y a su vez guardarán la misma proporción en masa.

Esto indica que los elementos que se combinan para formar un compuesto, siempre lo harán en proporciones fijas; por ejemplo en el caso de la formación de 100 g. de agua, será: 88.81 g. de oxígeno y 11.19 g. de hidrógeno y si es un gramo será 0.8881 g de oxígeno y 0.1119 g. de hidrógeno. En el caso de la formación de 100 g. de SO_2 , será 50 g. de azufre y 50 g. de oxígeno; en la formación de 10 g. será de 5 g. de O_2 y 5 de S.

Estos ejemplos nos indican que los elementos que se van a unir para formar un compuesto lo harán en una proporción constante; ya que si para formar 10 g. de SO_2 juntamos 5 g. de S y 5 g de O_2 reaccionaron solo 5 g. de azufre con 5 de oxígeno, por que la proporción de formación de SO_2 es del 50% de cada elemento.

Esta ley se aplica a todos los compuestos; ya que todos ellos tendrán la proporción bien definida en que se forman.

LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES

Al combinarse dos elementos para formar más de un compuesto, las cantidades de masas de un elemento que se unen a la masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, guardan una relación de números enteros pequeños.

Tomemos por ejemplo el nitrógeno y el oxígeno que se unen para formar cinco compuestos diferentes.

Obtengamos primero la cantidad de oxígeno que se une con un gramo de nitrógeno en los cinco compuestos:



Composición

$$N = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N se unen con } 16 \text{ de O}$$

$$O = 1 \times 16 = 16 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } X$$

$$1 \text{ g de N se une con } 0.5714 \text{ g de O}$$



Composición

$$N = 14 \text{ g} \quad 14 \text{ g de N} \text{ ——— } 16 \text{ g de O}$$

$$O = 16 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ——— } X$$

$$1 \text{ g de N con } 1.142 \text{ g de O}$$



Composición

$$N = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N} \text{ ————— } 48 \text{ g de O}$$

$$O = 3 \times 16 = 48 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } X$$

$$1 \text{ g de N con } 1.7142 \text{ g de O}$$



Composición

$$N = 1 \times 14 = 14 \text{ g} \quad 14 \text{ g de N} \text{ ————— } 32 \text{ de O}$$

$$O = 2 \times 16 = 32 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } X$$

$$1 \text{ g de N con } 2.2857 \text{ g de O}$$



Composición

$$N = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N} \text{ ————— } 80 \text{ g de O}$$

$$O = 5 \times 16 = 80 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } X$$

$$1 \text{ g de N con } 2.8571 \text{ g de O}$$

Si dividimos cada una de las masas de oxígeno que se unen con un gramo de nitrógeno, entre su valor más pequeño, obtenemos la relación numérica entre estas masas.

$$\frac{0.5714 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 1 \quad \frac{1.1428 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 2$$

$$\frac{1.7142 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 3$$

$$\frac{2.2857 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 4$$

$$\frac{2.8571 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 5$$

Esto nos indica que un gramo de nitrógeno se una con -- 1, 2, 3, 4, ó 5 veces la masa de 0.5714 g de oxígeno. Este ejemplo nos ilustra la Ley de las Proporciones Múltiples.

CONCEPTO DE MOL

Con el espectógrafo de masas se pueden tabular las masas de los elementos comparándolos con un patrón tomado arbitrariamente. El patrón que se usa es la masa del átomo de carbono, al cual se le ha asignado un valor de 12; a esta tabulación o lista de masas relativas se conoce como escala de masas atómicas y se miden en unidades de masa atómica, -- que se abrevia u m a.

La cantidad representada por la masa atómica de un elemento expresado en gramos, tendrá exactamente el mismo número de átomos que las contenidas en la masa atómica de cualquier otro elemento expresado en gramos.

Una mol de un elemento es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica o lo que es lo mismo, es la cantidad en gramos de un elemento que contiene el mismo número de

átomos que están contenidos exactamente en 12 g de carbono -- 12.

¿Cuál es la masa de una mol de Al? Tomando en cuenta -- que la masa atómica del aluminio es 26.98 u m a, la masa de una mol de aluminio será 26.98 g.

¿Cuántos moles hay en 480 g. de potasio?

Una mol de potasio es igual a 39.098 g.

Por lo tanto:

$$480 \text{ g. de K} \cdot \frac{1 \text{ mol de K}}{39.098 \text{ g. de K}} = 12.27 \text{ moles de K}$$

NUMERO DE AVOGADRO

Un mol de un elemento contiene un número definido de -- átomos, este número se ha determinado experimentalmente y se le conoce con el nombre de Número de Avogadro (N) en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) y su valor es de:

$$N = 6,02252 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}$$

Aplicación del Número de Avogadro.

(lo designaremos con la letra N)

¿Cuántos átomos contienen 10 g de calcio?

Si 40 u m a es una mol de calcio, y lo podemos expresar como 40 g, cantidad que representa la masa de una mol de -- calcio, la cual contendrá el Número de Avogadro en átomos, -- por lo tanto en 10 g de calcio la cantidad de átomos serán:

$$10.00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ áto}$$

mos.

Planteando de otra forma

$$\text{En } 40 \text{ g hay } \text{---} 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{En } 10 \text{ g habrá } \text{---} \times$$

$$\frac{10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

¿Cuántos átomos hay en 31.10 g de plata?

Una mol de plata es igual a 107.87 g

$$31.10 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{107.87 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} =$$

$$1.73 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Planteando de otra forma

$$\text{En } 107.87 \text{ de Ag hay } 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{En } 31.20 \text{ g habrá } \text{---} \times$$

$$\frac{31.10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{107.87 \text{ g}} = 1.735 \times 10^{23} \text{ áto}$$

mos.

CUESTIONARIO MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuál es la masa de una mol de los siguientes elementos? a) Hierro b) Cobre c) Bario d) Mercurio
- 2.- ¿Cuántos átomos hay en 100 g. de Plata?
- 3.- En 250 g. de cobre ¿Cuántos átomos hay?
- 4.- ¿Cuántos moles hay en 128 g. de Ca.
- 5.- Completa el siguiente cuadro.

Sustancia	Fórmula	Masa	Masa molecular	No. de átomos en una mol.
Bromo				
Hidrógeno				
Hidróxido de sodio				
Cloro				
Acido Clorhídrico				

6.- ¿Cuántos g. de plata hay en 3.5 moles?

7.- ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 20.00 g. de uranio.

8.- ¿Cuántos g. de plomo hay en 4.8 moles?

9.- ¿Cuál es la masa en g. de un átomo de hierro?

10.- Expresar la masa en gramos de un átomo de aluminio.

APLICACION DEL CONCEPTO DE MOL A MOLECULAS Y COMPUESTOS.

La masa molecular de una molécula o compuesto es la suma de las masas de todos los elementos que la constituyen.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del ácido sulfúrico cuya fórmula es H_2SO_4 ?

La suma de las masas atómicas es igual a la masa molecular.

$$\begin{aligned} 2 \text{ átomos de hidrógeno } & 2 \times 1 \text{ uma} = 2 \text{ uma} \\ 1 \text{ átomo de azufre } & 1 \times 32 \text{ uma} = 32 \text{ uma} \\ 4 \text{ átomos de oxígeno } & 4 \times 16 \text{ uma} = \underline{64} \text{ uma} \\ & 98 \text{ uma} \end{aligned}$$

Por lo tanto la masa molecular es 98 uma, y la masa de una mol es 98 g.

Una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos.

Ejemplo ¿Cuál es la masa de una mol de carbonato de calcio, $CaCO_3$?

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de Ca} & = 1 \times 40 \text{ uma} = 40 \text{ uma} \\ 1 \text{ átomo de C} & = 1 \times 12 \text{ uma} = 12 \text{ uma} \\ 3 \text{ átomos de O} & = 3 \times 16 \text{ uma} = \underline{48} \text{ uma} \\ & 100 \text{ uma} \end{aligned}$$

Como una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos, la masa de una mol de $CaCO_3$ es igual a 100 g.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del $BaCl_2$?

Se obtienen las masas atómicas de los elementos de la fórmula, se suman y el resultado se expresa en gramos.

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de Ba} & = 1 \times 137.34 \text{ uma} = 137.34 \text{ uma} \\ 2 \text{ átomos de Cl} & = 2 \times 35.5 \text{ uma} = \underline{71.00} \text{ uma} \\ & 208.34 \text{ uma} \end{aligned}$$

$$\text{Masa molecular del } BaCl_2 = 208.34 \text{ g}$$

Una mol, también puede definirse como la cantidad de masa que contiene el número de Avogadro, es decir, 6.02×10^{23} átomos por mol, para un elemento monoatómico.

Por ejemplo consideremos la masa molecular del alcohol metílico (CH_3OH) que tiene 12 g de C, es decir una vez la masa átomo de carbono, es decir, una vez el número de Avogadro (1N) en igual forma 4 g de hidrógeno, 4N átomos de hidrógeno, 16 g de oxígeno, 1N átomos de oxígeno, en resumen 32 g de alcohol metílico contienen $1N + 4N + 1N = 6N$ átomos.

Problemas:

¿Cuántos moles hay en 250 g de H_2SO_4 ? Primero calcular la masa molecular del compuesto.

$$\begin{aligned} 2 \text{ átomos de hidrógeno} & = 2 \times 1.00 \text{ uma} = 2 \\ 1 \text{ átomo de azufre} & = 1 \times 32.00 \text{ uma} = 32 \\ 4 \text{ átomos de oxígeno} & = 4 \times 16.00 \text{ uma} = \underline{64} \\ & 98 \text{ uma} \end{aligned}$$

Por lo tanto una mol es igual a 98 g

Segundo: tomando en cuenta que:

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa en g}}{\text{g/mol}}$$

$$\text{número de moles} = \frac{250 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2.55 \text{ moles}$$

En una mol de cloro gaseoso cuántos átomos hay? El cloro existe en forma molecular es decir en forma de Cl_2 y como son dos átomos habrá: $2 \times 6.02 \times 10^{23}$ átomos, es decir 1.204×10^{24} átomos.

PROBLEMAS DE MASA MOLECULAR Y MOLES

1.- ¿Cuál es la masa molecular de los siguientes compuestos?

- a) CH_3OH b) Na_2SO_4 c) HCl
d) H_2S e) NaOH f) KI
g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ h) HNO_3 i) H_2SO_4

j) H_2O_2

2.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los siguientes compuestos se necesitan para tener una mol de los mismos?

- a) HI b) LiOH c) BaSO_4
d) KCl e) Fe_2O_3 f) CuCl_2

g) HgCl_2 h) FeCl_2 i) CaO

j) Ca(OH)_2

3.- ¿Cuántos moles hay en 200 g. de cada uno de los siguientes compuestos?

- a) BaCl_2 b) CaSO_4 c) KCl

- d) NaCl e) NH₄OH f) Na₂SO₄
 g) SO₂ h) KMnO₄ i) CCl₄
 j) CH₃CH₂OH

4.- ¿Cuántos gramos hay de cada uno de los siguientes compuestos expresados en moles?

- a) 12.5 moles de Na₂CO₃
 b) 4.8 moles de Ca(OH)₂
 c) 5.64 moles de HI
 d) 12.5 x 10⁻² moles de H₂O₂
 e) 2 x 10⁻³ moles de KNO₃
 f) 1.4 x 10⁴ moles de BaCl₂
 g) 1.4 x 10⁻⁵ moles de H₂O
 h) 1.02 moles de AgCl.

5.- Expresar en Kg.

- a) 1.4 x 10³ moles de Cu.
 b) 7.4 x 10² moles de H₃PO₄
 c) 2.5 x 10⁻³ moles de AlCl₃

COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA.

Para calcular la composición porcentual de una fórmula, se obtiene primero la masa molecular del compuesto, y en seguida se calcula el % que hay en cada elemento en la fórmula. Ejemplo:

En qué porcentaje se unen los elementos constituyentes del H₃PO₄?

3 átomos de hidrógeno	3 x 1 =	3.00
1 átomo de fósforo	1 x 30.97 =	30.97
4 átomos de oxígeno	4 x 16 =	<u>64</u>
		97.97

$$\% \text{ de H} = \frac{3(\text{H})}{\text{H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{3}{97.97} \times 100 = 3.06$$

$$\% \text{ de P} = \frac{30.97}{97.97} \times 100 = 31.61$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{97.97} \times 100 = \frac{65.32}{99.99}$$

Cuál es la composición porcentual del Na₂CO₃?

$$\text{Masa de una mol: } 2 \times 23 + 1 \times 12 + 3 \times 16 = 46.00 + 12 + 48 = 106 \text{ g}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{106} \times 100 = 43.39 \%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12}{106} \times 100 = 11.32 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{106} \times 100 = 45.28 \%$$

$$11 \quad 99.99 \%$$

La suma de los porcentos debe ser igual a 100 ó tener un error de 0.01% debido a las decimales.

COMPOSICION PORCENTUAL

1).- ¿Cuál es la composición porcentual de los siguientes compuestos?

- | | | |
|------------------|--------------------------------------|--------------------|
| a) SO_2 | d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | g) NaCl |
| b) KCl | e) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | h) ZnCl_2 |
| c) HClO | f) H_2SO_4 | i) CCl_4 |
| | j) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | |

2).- ¿Cuánto potasio hay en 100 g. de KClO_3 ?

3).- ¿Cuánto fierro hay en 100 g. de una muestra de Fe_2O_3 ?

FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR

Fórmula.- En la representación de una sustancia se usa la fórmula, la cual es la unión de símbolos, los cuales están afectados por subíndices que indican el número de átomos que forman la molécula.

La fórmula representa el nombre de la sustancia, la cantidad de átomos que tiene, los elementos que la forman e implícitamente la cantidad de masa que hay de cada elemento, así como su masa molecular.

Fórmula empírica.- Es la fórmula más simple que muestra los números relativos de las diferentes clases de átomos en una molécula.

Fórmula molecular.- Es la fórmula que muestra el número real de cada clase de átomos en una molécula.

En muchos casos la fórmula empírica de un compuesto es igual a la fórmula real o molecular, en otros casos la fórmula molecular es un múltiplo de su fórmula más simples.

Cálculo de la fórmula empírica

Ejemplo:

Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 26.57% de potasio, 35.35% de cromo y 38.07% de oxígeno.

1.- Los porcentajes dados significan partes por ciento, por lo cual podemos escribir, 100 g. de compuesto contienen 26.57 g de potasio, 35.35 g de cromo y 38.07 g de oxígeno.

En seguida cada uno de estos valores se dividen entre sus respectivas masas atómicas, para determinar el número de moles que hay en cada elemento.

$$\text{moles de potasio} = \frac{26.57 \text{ g}}{39.09 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ moles}$$

$$\text{moles de cromo} = \frac{35.35 \text{ g}}{51.99 \text{ g/mol}} = 0.6799 \text{ moles}$$

$$\text{moles de oxígeno} = \frac{38.07 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.3700 \text{ moles}$$

2.- Dividir cada número de moles encontrado entre el menor de ellos, con la finalidad de determinar la relación molar de los diferentes átomos.

$$\text{Relación de moles para el potasio} = \frac{0.6789 \text{ moles}}{0.6798 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el cromo} = \frac{0.6799 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno} = \frac{2.3700 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 3.49$$

3.- Escribir la fórmula más simple tomando en cuenta que el átomo es indivisible, ya que solo existen como unidades enteras, tomando en cuenta lo anterior, si escribimos la fórmula como $K_1Cr_1O_{3.49}$ estará incorrecta ya que el oxígeno contiene subíndice fraccionario, para eliminarlo se multiplican todos los subíndices por un número pequeño que los haga enteros, en este caso si multiplicamos por 2, la fórmula quedaría $K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potasio).

Síntesis de pasos a seguir.

1.- Los datos de por ciento expresados en gramos y dividirlos entre la masa atómica de cada uno.

2.- Dividir el número de moles encontrado entre el resultado más pequeño.

3.- Establecer la fórmula tomando en cuenta que los átomos existen en unidades enteras. (Multiplicar por números pequeños para no tener fracciones en los subíndices).

Tomando en cuenta lo anterior la fórmula $K_1Cr_1O_{3.49}$ es incorrecta ya que contiene un átomo con subíndice fraccionario. Para eliminar la fracción se multiplica por un número pequeño que la haga entero, en este caso por dos y la fórmula la quedaría: $K_2Cr_2O_7$.

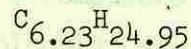
Ejemplo:

En 100 g de un compuesto hay 74.86 g de carbono y 25.12 g de hidrógeno, calcular su fórmula empírica.

1.- Como sus elementos ya están dados en gramos, dividiremos entre la masa atómica de cada uno.

$$C = \frac{74.86}{12.01} = 6.23 \text{ moles}$$

$$H = \frac{25.13}{1.007} = 24.95 \text{ moles}$$



2.- Dividiendo entre el número menor de moles.

$$C = \frac{6.23 \text{ moles}}{6.23} = 1$$

$$H = \frac{24.95}{6.23} = 4$$

3.- Fórmula empírica: CH_4

(El número uno no se escribe)

FORMULA MOLECULAR

La fórmula molecular en ocasiones es igual a la empírica, y en otros casos es un múltiplo de esta, o podemos decir: la fórmula molecular es igual a n veces la fórmula empírica, donde n puede tomar cualquier valor numérico de uno en adelante.

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{fórmula empírica}) n$$

$$n = \frac{\text{masa (determinada experimentalmente) de una mol del compuesto}}{\text{masa de una mol de la fórmula empírica}}$$

Ejm.- El análisis de un compuesto puro, mostró un contenido de carbono de 79.885% y 20.114% de hidrógeno, además por experimentación se encontró que la masa de una mol era de 30.068g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

1.- Hallar primero la fórmula empírica.

$$C = \frac{79.8 \text{ g}}{12.01 \text{ g}} = 6.58 \text{ moles}$$

$$H = \frac{20.1149}{1.008} = 19.95 \text{ moles}$$

2.- Fórmula empírica $C_{6.58}H_{19.95}$ dividiendo entre el número menor.

$$\frac{6.58}{6.58} = 1 \quad \frac{19.95}{6.58} = 3.03 \text{ (aproximadamente } \underline{3})$$

Fórmula empírica C_1H_3

3.- Para hallar la fórmula molecular.

$$(C_1H_3)_n \quad C_1H_3 \quad C = 12$$

$$H_3 = \frac{3}{15} \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{30.068 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = ?$$

Fórmula molecular = $(C_1H_3)_2$

$$= C_2H_6$$

Ejemplo:

Por análisis cuantitativo se encontró que un compuesto puro está constituido por 82.66% de carbono y 17.20% de hidrógeno, posteriormente se encontró experimentalmente que una mol de este compuesto tenía una masa de 58.12 g. calcular la fórmula molecular del compuesto.

Datos

$$\text{C} = 82.66\% = 82.66 \text{ g}$$

$$\text{H} = 17.20\% = 17.20 \text{ g}$$

$$\text{Masa 1 mol del compuesto} = 58.12 \text{ g}$$

Solución

1o. Encontramos la fórmula empírica

$$\text{C} = \frac{82.66 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.88 \text{ moles}$$

$$\text{H} = \frac{17.20 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 17.20 \text{ moles}$$

Dividiendo entre el número de moles más pequeños.

$$6.88 / 6.88 = 1 \text{ y } 17.20 \text{ moles} / 6.88 \text{ moles} = 2.5$$

Fórmula empírica $\text{C}_1\text{H}_{2.5}$ se multiplica el subíndice por dos para tener $\text{C}_{1 \times 2}\text{H}_{2.5 \times 2} = \text{C}_2\text{H}_5$

La fórmula molecular sería: $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$.

Como a "n" no lo conocemos hay que calcularlo.

$$n = \frac{\text{masa experimental de 1 mol}}{\text{masa mol de la fórmula empírica}}$$

$$\text{Masa experimental} = 58.12 \text{ g/mol}$$

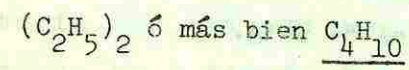
$$\text{Masa de la fórmula empírica C} = 2 \times 12.0 \text{ g} = 24.02 \text{ g}$$

$$\text{H} = 5 \times 1.008 = \frac{5.040 \text{ g}}{29.060 \text{ g/mol}}$$

Sustituyendo:

$$n = \frac{58.12 \text{ g/mol}}{29.06 \text{ g/mol}} = 2$$

Con este resultado la fórmula molecular es:



PROBLEMAS

FORMULA EMPIRICA

- 1.- ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que tiene: 94.11 % de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno?
- 2.- ¿Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: C= 53.28 %, H= 15.65% y N= 31.07 %, ¿cuál es su fórmula empírica?
- 3.- La composición de un compuesto es la siguiente: Ca= 23.57 %, H= 2.37 %, P= 36.43 % y O= 37.83 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 4.- El sulfato de sodio tiene la siguiente composición porcentual: Na= 32.39 %, S= 22.53 %, O= 45.07 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 5.- ¿Cuál es la fórmula empírica del etano, si experimental se encontró que su masa molecular es de 30 uma; y su composición porcentual es de: Ca= 80 % H= 20 %

FORMULA MOLECULAR

- 6.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto que está formado de 94.11 % de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno y además la masa de una mol es de 34 g.?
- 7.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto, que experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición es de C= 80 % y H= 20 % ?
- 8.- La composición porcentual del ácido sulfhídrico es: -- S= 94.12 %, H= 5.87 % ¿cuál es su fórmula molecular- si su masa molecular es de 34.06 una?
- 9.- ¿Cuál es la fórmula molecular de la etilamina, si por experimentación se encontró que una mol es igual a 45 g y esta constituida de C en un 53.28 %, H en un 15.65 % y M en un 31.07 %?

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS A PARTIR DE REAC- CIONES QUIMICAS. USO DEL FACTOR MOLAR.

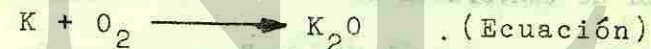
Un método para resolver problemas de estequiometría, en cuanto al cálculo de las cantidades de materia que intervienen en los reactivos y los productos, es a través del uso del factor molar, el cual para su mejor entendimiento, se ilustra en los siguiente ejemplos.

Ejemplo 1

¿Cuánto óxido de potasio puede ser preparado a partir de la oxidación completa de 100 g. de potasio?

Pasos:

- a).- Escribir la ecuación química y balancear.



- b).- Detectar los datos molares que se necesitan para resolver el problema:

Según el problema: es encontrar

¿Cuántos moles de K_2O se obtienen de cuántos moles de K? Por la ecuación sabemos que 4 moles de K producen 2 moles de K_2O .

c).- Obtener el factor molar, tomando en cuenta que:

$$\text{Factor molar} = \frac{\text{Número de moles de Sustancia problema indicados por la ecuación.}}{\text{Número de moles de sustancia dados como partida en la ecuación balanceada.}}$$

tomando en cuenta lo anterior.

$$\text{Factor molar} = \frac{2 \text{ moles de } K_2O}{4 \text{ moles de } K}$$

d).- Determinar cuántos moles contiene la sustancia de partida.

En el problema tenemos 100 g. de K

Tomando en cuenta que la masa molecular del K = 39 g.

el factor de conversión es

$$\frac{39 \text{ g. de } K}{1 \text{ mol de } K} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } K}{39 \text{ g. de } K}$$

Tomando el segundo que es el apropiado tendremos.

$$100 \text{ g. de } K \left(\frac{1 \text{ mol de } K}{39 \text{ g. de } K} \right) = 2.564 \text{ moles de } K.$$

e).- Multiplicar el factor molar (paso c) por el número de moles de partida obtenidos. (paso d).

$$2.564 \text{ moles de } K \left(\frac{2 \text{ moles de } K_2O}{4 \text{ moles de } K} \right) = 1.282 \text{ moles de } K_2O$$

Hasta aquí se ha determinado, cuántos moles de K_2O se pueden obtener de 100 g de K.

Para sacar la cantidad de K_2O en gramos, tenemos que pasar de moles a gramos.

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide.

El problema pide la respuesta en gramos.

$$1 \text{ mol de } K_2O = 39 \times 2 + 16 = 94 \text{ g.}$$

El factor de conversión es:

$$\frac{94 \text{ g. de } K_2O}{1 \text{ mol de } K_2O} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } K_2O}{94 \text{ g de } K_2O}$$

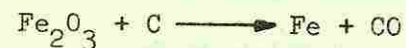
Tomando el factor correcto se tiene:

$$1.282 \text{ moles de } K_2O \left(\frac{94 \text{ g. de } K_2O}{1 \text{ mol de } K_2O} \right) = 120.50 \text{ g de } K_2O$$

Ejemplo 2.

¿Cuántos Kg. de Fe se obtienen a partir de la reducción de 1500 Kg. de óxido férrico con carbono?

a).- Ecuación:



Balanceo:



b).- Datos molares.

¿Cuántos moles de Fe se obtienen de cuántos de Fe_2O_3 ?
Para la ecuación sabemos que: 2 moles de Fe_2O_3 producen 4 de Fe.

c).- Factor molar = $\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3}$

d).- Moles que hay en la sustancia de partida. Sustancia de partida 1500 Kg. de Fe_2O_3 masa molecular del $\text{Fe}_2\text{O}_3 = (55.84 \text{ g.} \times 2) + 16 \text{ g} \times 3 = 111.68 + 48 \text{ g.} = 159.68 \text{ g.}$

Factor de conversión:

$$\frac{159.68 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.68 \text{ g. de } \text{Fe}_2\text{O}_3}$$

tomando el factor apropiado y pasando los Kg. a gramos.

$$1500 \text{ Kg.} \left(\frac{1000 \text{ g.}}{1 \text{ Kg.}} \right) = 1500000 \text{ g.}$$

$$1500000 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \left(\frac{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.68 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \right) = 9393.78 \text{ moles -}$$

de Fe_2O_3

e).- Multiplicar el factor molar (paso c) por el número de moles de partida obtenidos (paso d).

$$9393.78 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \left(\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \right) = 18787.57 \text{ moles}$$

de Fe.

Hasta aquí se ha determinado cuántos moles de Fe se pueden obtener de 1500000 g de Fe_2O_3 .

Para sacar la cantidad de Fe en gramos, tenemos que pasar de moles a gramos y posteriormente a Kg.

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide:

El problema pide la respuesta en kg

$$1 \text{ mol de Fe} = 55.84 \text{ g}$$

factor conversión.

$$\frac{55.84 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.84 \text{ g de Fe}}$$

tomando el factor correcto: se multiplica dicho factor por el número de moles de Fe (paso e)

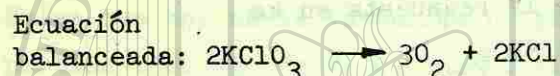
$$18787.57 \text{ moles de Fe} \left(\frac{55.84 \text{ g. de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} \right) = 1049098. \text{ g de Fe}$$

Convertir a Kg.

$$1049098.1 \text{ g de Fe} \left(\frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} \right) = 1049.0981 \text{ Kg. de Fe.}$$

CALCULOS DE MOL A MOL

¿Cuántos moles de oxígeno se pueden obtener por descomposición térmica de 2 moles de clorato de potasio?



Al balancear la ecuación se observa que de dos moles de KClO_3 se obtienen 3 moles de oxígeno, que es lo que nos preguntan.

CALCULOS DE MOL — MASA

¿Cuántos moles de oxígeno se producen a partir de 245 g. de clorato de potasio por descomposición térmica?



Factor molar: $\frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3}$

masa molecular del $\text{KClO}_3 = 39 \text{ g.} + 35.5 \text{ g.} + 3(16 \text{ g.}) =$
 $= 122.5 \text{ g.}$

Factor de conversión: $\frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122.5 \text{ g. de KClO}_3}$

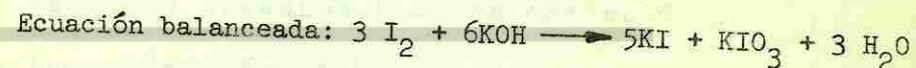
Resolviendo:

$$245 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122.5 \text{ g. de KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3} =$$

$$= 3 \text{ moles de O}_2$$

CALCULOS DE MASA A MASA

¿Cuántos gramos de yoduro de potasio se obtienen por calentamiento de 190.35 g. de yodo en solución de hidróxido de potasio?



Factor molar: $\frac{5 \text{ moles de KI}}{3 \text{ moles de I}_2}$

1 mol de $\text{I}_2 = 2(126.9 \text{ g.}) = 253.8 \text{ g.}$

1 mol de $\text{KI} = 39 \text{ g.} + 126.9 \text{ g.} = 165.9 \text{ g.}$

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ mol de } I_2}{253.8 \text{ g. de } I_2} \text{ y } \frac{165.9 \text{ g. de KI}}{1 \text{ mol de KI}}$$

número de moles en la cantidad de yodo que se da.

$$190.35 \text{ g. de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{253.8 \text{ g. de } I_2} = 0.75 \text{ moles de } I_2$$

moles de KI que se obtienen:

$$0.75 \text{ moles de } I_2 \cdot \frac{3 \text{ moles de KI}}{2 \text{ moles de } I_2} = 1.125 \text{ moles de KI}$$

Conversión a gramos los moles de KI

$$1.125 \text{ moles de KI} \cdot \frac{165.9 \text{ g. de KI}}{1 \text{ mol de KI}} = 186.56 \text{ g. de KI}$$

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

En muchas reacciones que se llevan a cabo en laboratorio se usa un exceso de uno de los reactivos y en el otro una cantidad menor, por lo que al hacer cálculos (estequiométricos) para determinar la cantidad de producto resultante, deberá basarse en el reactivo que no está en exceso, ya que es el que se utiliza completamente en la reacción al reactivo que no está en exceso se le llama reactivo limitante, ya que limita la cantidad de producto que se obtiene.

Cálculos tomando en cuenta el reactivo limitante.

Ejemplo: Se hacen reaccionar 20 g de HCl (acuoso) con 20 g de NaOH (acuoso) para dar agua y NaCl (acuoso) ¿Cuántos NaCl se obtiene?

a).- Ecuación química balanceada.



b).- Datos molares: 1 mol de HCl reacciona con una mol de NaOH, para dar una mol de NaCl y una de agua.

c).- Factor molar

¿Qué factor debemos utilizar? ya que los factores pueden ser:

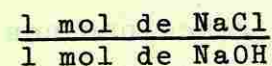


Para decidir cual factor utilizar hay que determinar que reactivo es el limitante, es decir que no está en exceso. Viendo los datos-molares.

$$1 \text{ mol de HCl} = 36.5 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40.0 \text{ g}$$

Se concluye que se requiere más gramos de NaOH que de HCl para obtener una mol de NaCl; y por lo tanto el HCl esta presente en exceso y el y el reactivo limitante es el NaOH. Como ya sabemos que el NaOH es el reactivo limitante, en nuestros cálculos usaremos los 20 g de NaOH y el factor molar:

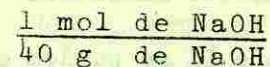


d).- Moles en la sustancia de partida.

$$20 \text{ g de NaOH}$$

$$\text{masa molecular del NaOH} = 23 \text{ g} + 16 + 1 \text{ g} = 40 \text{ g.}$$

Factor de conversión.



Por lo tanto:

$$20 \text{ g de NaOH} = \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) = 0.5 \text{ moles de NaOH.}$$

e).- Multiplicar el factor molar por el número de moles obtenido:

$$0.5 \text{ moles de NaOH} = \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right) = 0.5 \text{ moles de NaCl.}$$

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide:

$$1 \text{ mol de NaCl} = 23 \text{ g} + 35.5 \text{ g} = 58.5 \text{ g de NaCl factor : } \frac{58.5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}}$$

$$0.5 \text{ moles de NaCl} \left(\frac{58.5 \text{ g. de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \right) = 29.25 \text{ g de NaCl.}$$

Las operaciones se pueden hacer en una solo paso.

$$20 \text{ g de NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right)$$

$$\frac{58.5 \text{ g. de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 29.25 \text{ g de NaCl}$$

CALCULO DE MASA A MASA — REACTIVO LIMITANTE

¿Cuántos gramos de nitrato de cobre II se pueden obtener al hacer reaccionar 100 g. de cobre con 100 g. de ácido nítrico?

Ecuación:



Ecuación balanceada:



Factores molares:

$$\frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{3 \text{ moles de Cu}} \quad \text{y} \quad \frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ moles de HNO}_3}$$

$$1 \text{ mol de Cu} = 63.5 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2 = 63.5 \text{ g.} + 2(14 \text{ g.} + 48 \text{ g.}) = 187.5 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol de HNO}_3 = 1 \text{ g.} + 14 \text{ g.} + 48 \text{ g.} = 63 \text{ g.}$$

$$3 \text{ moles de Cu} = 190.5 \text{ g.}$$

$$8 \text{ moles de HNO}_3 = 504.0 \text{ g.}$$

Para determinar cuál de los dos factores molares usar, hay que ver cuál es el reactivo limitante es decir el cobre ó el ácido nítrico. En el paso anterior observamos que se necesita más ácido nítrico (504 g.) que cobre (190.5 g.) -- por lo tanto, el cobre está en exceso y nuestro reactivo limitante es el ácido nítrico y su factor es el que hay que usar.

moles de HNO_3 en los 100 g. dados.

$$100 \text{ g. de HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g. de HNO}_3} \right) = 1.587 \text{ g. moles de HNO}_3$$

moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ que se obtienen.

$$1.587 \text{ g. moles de HNO}_3 \left(\frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ moles de HNO}_3} \right) =$$

$$= 0.585 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Conversión a gramos los moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{Factor: } \frac{187.5 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2}$$

$$0.585 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2 \left(\frac{187.5 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2} \right) =$$

$$= 111.60 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2$$

PROBLEMAS

MOL-MOL

- 1.- ¿Cuántos moles de azufre se obtienen con 4.5 moles de H_2S gaseoso al reaccionar con SO_2 gaseoso?, de acuerdo a la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 2.- ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para oxidar completamente 18.6 moles de cobre? según la siguiente reacción $\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuO}$
- 3.- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de cinc?; reacción $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$
- 4.- ¿Cuántos moles de bisulfuro de carbono se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de cloro?, según la reacción siguiente $\text{CS}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$

MOL-MASA

- 5.- Al reaccionar ácido sulfhídrico gaseoso con dióxido de azufre gaseoso se produce azufre sólido y agua. ¿Cuántos moles de azufre se pueden producir con 816 g. de ácido sulfhídrico? Reacción (no-balanceada) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

- 6.- ¿Cuántos gramos de calcio se necesitan para llevar a efecto totalmente la siguiente reacción, si se cuenta con 36.5 moles de ácido clorhídrico?



- 7.- Tomando en cuenta la siguiente ecuación



- a).- ¿Cuántos moles de cloruro de cinc son producidos por la reacción completa de 228.83 gramos de cinc.
 - b).- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico son necesarios.
- 8.- El tetracloruro de carbono puede ser preparado de acuerdo a la siguiente reacción: (no-balanceada)



¿Cuántos moles de disulfuro de carbono y de cloro son necesarios para preparar 770 g. de tetracloruro de carbono?

MASA-MASÁ

- 9.- ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio reaccionan con 849 g. de nitrato de plata y cuánto cloruro de plata y nitrato de sodio se obtiene? Reacción:



- 10.- ¿Cuánto óxido férrico se obtiene teóricamente al oxidar completamente 307.12 g. de hierro? Reacción (no-balanceada)



- 11.- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio, cloruro de potasio y de agua se obtienen teóricamente al hacer reaccionar 568 g. de cloro gaseoso con hidróxido de sodio?, - reacción: (no-balanceada)

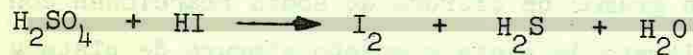


- 12.- Teóricamente, ¿cuántos gramos de ácido yodhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 634.5 g de ácido yódico y cuánto yodo se obtiene?



REACTIVO LIMITANTE

- 13.- Se hacen reaccionar 100 g. de ácido sulfúrico con 100 g. de ácido yodhídrico para dar yodo, ácido sulfhídrico y agua. ¿cuántos gramos de yodo se obtienen? Reacción (no-balanceada)



- 14.- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico gaseoso se obtienen al hacer reaccionar 50 gramos de cloruro de sodio con 48 gramos de ácido sulfúrico?, según la siguiente reacción (no-balanceada)



- 15.- ¿Cuántos gramos de agua oxigenada se obtienen al hacer reaccionar 730 g. de dióxido de bario con 600 g. de ácido clorhídrico, según la siguiente reacción: (no-balanceada)



- 16.- Se hacen reaccionar 88 g. de calcio con 88 g. de ácido clorhídrico. ¿cuánto cloruro de calcio se obtiene? Reacción:



NUMERO ATOMICO Y MASA ATOMICA DE LOS ELEMENTOS

ELEMENTO	SIM-BOLO	NUM. ATOMICO	MASA ATOMICA
Actinio	Ac	89	227
Aluminio	Al	13	26,98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121,7
Argón	Ar	18	39,94
Arsénico	As	33	74,91
Astato	At	85	(210)
Azufre	S	16	32,06
Bario	Ba	56	137,3
Berilio	Be	4	9,013
Berkelio	Bk	97	(245)
Bismuto	Bi	83	209,00
Boro	B	5	10,82
Bromo	Br	35	79,91
Cadmio	Cd	48	112,41
Calcio	Ca	20	40,08
Californio	Cf	98	(246)
Carbono	C	6	12,01
Cerio	Ce	58	140,1
Cesio	Cs	55	132,9
Cinc	Zn	30	65,38
Cloro	Cl	17	35,45
Cobalto	Co	27	58,94
Cobre	Cu	29	63,54
Cromo	Cr	24	52,01
Curio	Cm	96	(243)
Disproseo	Di	66	162,5
Einstenio	Es	99	—

Erbio	Er	68	167,2
Escandio	Sc	21	44,96
Estaño	Sn	50	118,7
Estroncio	Sr	38	87,63
Europio	Eu	63	152,0
Fermio	Fm	100	—
Flúor	F	9	19,00
Fósforo	P	15	30,97
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157,2
Galio	Ga	31	69,72
Germanio	Ge	32	72,60
Hafnio	Hf	72	178,5
Hahnio	Ha	105	—
Helio	He	2	4,00
Hidrógeno	H	1	1,008
Hierro	Fe	26	55,85
Holmio	Ho	67	164,9
Indio	In	49	114,8
Iridio	Ir	77	192,2
Kripton	Kr	36	83,80
Lantano	La	57	138,9
Laurencio	Lr	103	(257,0)
Litio	Li	3	6,94
Lutecio	Lu	71	174,9
Magnesio	Mg	12	24,32
Manganeso	Mn	25	54,94
Mendelevio	Md	101	—
Mercurio	Hg	80	200,6
Molibdeno	Mo	42	95,95
Neodimio	Nd	60	144,2
Neón	Ne	10	20,18
Neptunio	Np	93	(237)

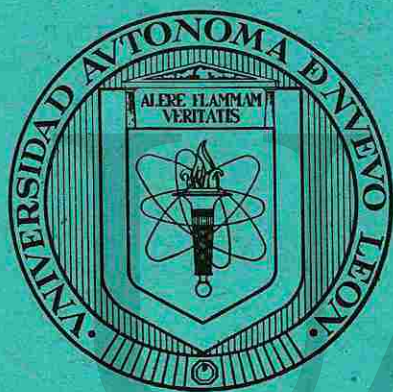
Niobio	Nb	41	92,91
Níquel	Ni	28	58,71
Nitrógeno	N	7	14,008
Nobelio	No	102	—
Oro	Au	79	197,0
Osmio	Os	76	190,2
Oxígeno	O	8	16,000
Paladio	Pd	46	106,4
Plata	Ag	47	107,88
Platino	Pt	78	195,0
Plomo	Pb	82	207,2
Plutonio	Pu	94	(242)
Polonio	Po	84	210
Potasio	K	19	39,10
Praseodimio	Pr	59	140,9
Promecio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231
Radio	Ra	88	226,0
Radón	Rn	86	222
Renio	Re	75	186,2
Rodio	Rh	45	102,9
Rubidio	Rb	37	85,48
Rutenio	Ru	44	101,1
Rutherfordio	Rh	104	—
Samario	Sm	62	150,3
Selenio	Se	34	78,96
Silicio	Si	14	28,09
Sodio	Na	11	22,99
Talio	Tl	81	204,3
Tántalo	Ta	73	180,9
Técneio	Tc	43	(99)
Teluro	Te	52	127,6
Terbio	Tb	65	158,9

Titanio	Ti	22	47,90
Torio	Th	90	232,0
Tulio	Tm	69	168,9
Uranio	U	92	238,0
Vanadio	V	23	50,9
Wolframio	W	74	183,8
Xenón	Xe	54	131,3
Yodo	I	53	126,9
Yterbio	Yb	70	173,0
Ytrio	Y	39	88,92
Zirconio	Zr	40	91,22

UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ASOCIACIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS