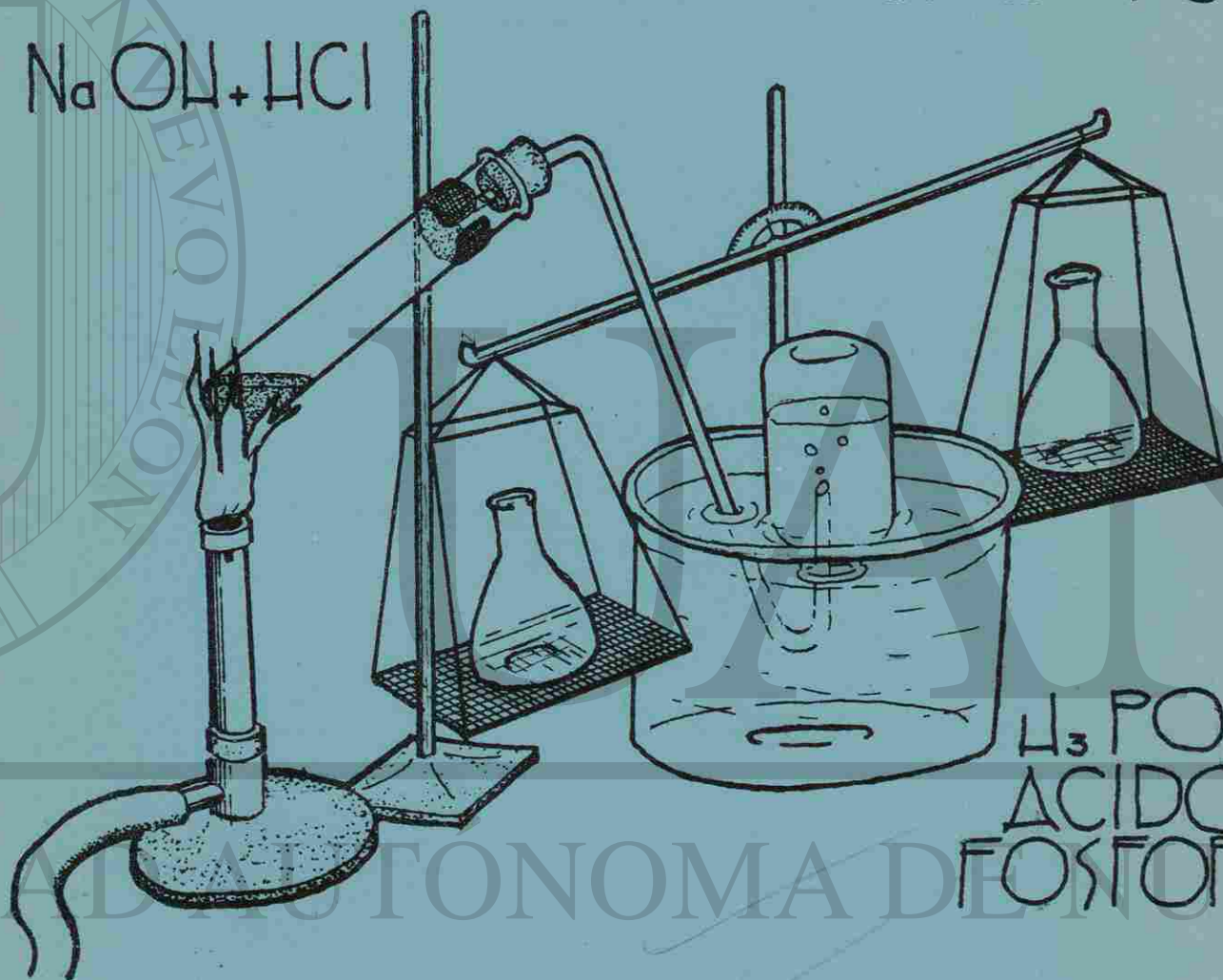




UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

COLEGIO CIVIL ESCUELA PREPARATORIA No. 22



QD33  
U5  
v. 2

**QUIMICA II**

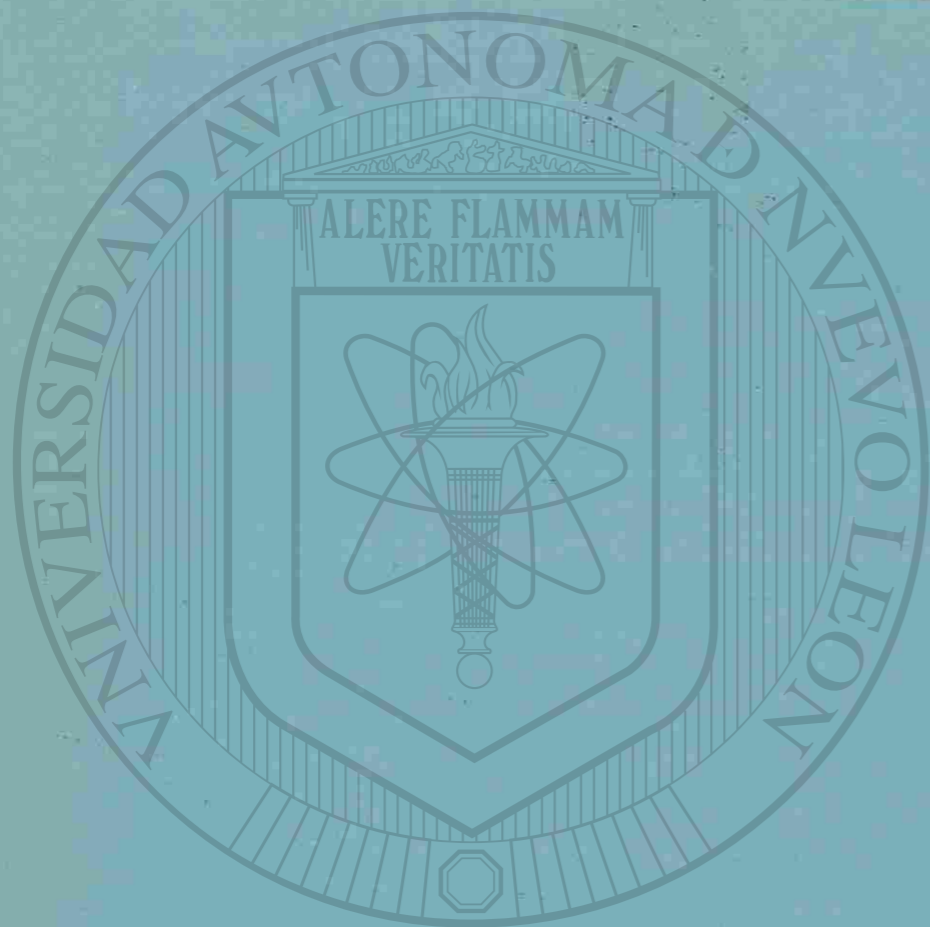
UNIVERSITY

QD33  
U5  
v. 2

0112-16360



1020115215



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
COLEGIO CIVIL, ESCUELA PREPARATORIA No. 22



BIBLIOTECA CENTRAL  
Sección Libro Alquilado

LIBRO No. 3388

FECHA Abril 17 de 1986

QUIMICA II

1er. TERMINO :

UNIDAD I.- NOMENCLATURA

UNIDAD II.- REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS

2do. TERMINO :

UNIDAD III CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS.

ADVERTENCIAS:

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



OLANITIC

103861



Q33  
U5  
v.2

DOSIFICACION DE QUIMICA II

1º TERMINO

1a. UNIDAD.- NOMENCLATURA

OBJETIVO	FRECUENCIAS
1.1.1. y 1.1.2	1
1.1.3. y 1.1.4	2
1.1.5	1
1.1.6 y 1.1.7	1
1.1.8	3
1.1.9	3

2a. UNIDAD.- REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS

OBJETIVO	FRECUENCIA
2.1.1.	1
2.1.2	2
2.1.3	1
2.1.4	4

2º TERMINO

3a. UNIDAD.- CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS

OBJETIVO	FRECUENCIA
3.1.1. y 3.1.2	2
3.1.3	1
3.1.4	1
3.1.5	1
3.1.6	5
3.1.7	4
3.1.8	2



FONDO UNIVERSITARIO

133294

POLITICA DEL CURSO

- 1.- Obligación del maestro tomar lista de asistencia .
- 2.- Para tener derecho a exámen el alumno deberá tener 80% de asistencia al curso.
- 3.- Para tener asistencia el alumno deberá estar presente al inicio de la clase.
- 4.- Los días de asueto académico marcados por el H. Consejo Universitario son el 21 de Marzo 1º, 5 y 15 de Mayo. Cualquier inasistencia del grupo aparte de ese día ocasionará falta y el tema se dará por visto.
- 5.- La evaluación se efectuará mediante 2 exámenes; el primero (1er. Término) se efectuará el día viernes 6 de Abril, el turno I a las 8.00 horas, el turno II a las 12 horas y el turno III a las 18 horas. Este exámen representará el 33% de la calificación final.  
  
El exámen de la 3a. oportunidad se presentará el Sábado 12 de Mayo a las 8.00 horas, La 4a. Oportunidad se presentará el Sábado 9 de Junio a las 8.00 horas.  
  
El segundo exámen (2do. Término), será el día Viernes 22 de Junio, con el mismo horario que el primero, en este exámen el alumno presentará todo el material visto durante el semestre. Esta calificación representará un 67% del promedio final.  
  
Con las calificaciones obtenidas en el primero y segundo exámen y la puntuación que el maestro otorgue por actividades, se hará el promedio final, siendo esta calificación la que corresponda a la 1a. Oportunidad.
- 6.- A criterio del maestro, éste podrá otorgar hasta 10 puntos sobre promedio por actividades y/o participaciones en clase.
- 7.- El alumno que no alcance en la 1a. Oportunidad la calificación de 70, presentará en 2da. Oportunidad todo el material visto durante el semestre en los exámenes que haya presentado.  
El exámen de 2da. Oportunidad se presentará el Sábado 7 de Julio, el turno I a las 8.00 horas, el turno II a las 10.00 horas y el turno III a las 12.00 horas.
- 8.- Los equipos de laboratorio estarán formados por 2 personas, salvo algunas ocasiones que la práctica o el material disponible lo requieran, se juntarán 2 equipos para dicha práctica.
- 9.- Los reportes se contestarán al final de la práctica y el alumno lo conservará para estudiar.
- 10.- Las prácticas que deban efectuarse en los días oficiales de asueto, se realizarán el Sábado siguiente próximo en el mismo horario que le correspondía.



**OBJETIVOS GENERALES:** El alumno aplicará el lenguaje de la Química y el concepto de Mol en la realización de Cálculos Estequiométricos, que involucren la relación Materia-Energía.

**OBJETIVO PARTICULAR :**

Aplicará las reglas de nomenclatura en los compuestos químicos inorgánicos.

**OBJETIVOS ESPECIFICOS :**

- 1.1.1.- Definirá el concepto de nomenclatura
- 1.1.2.- Describirá el desarrollo histórico de la nomenclatura
- 1.1.3.- Definirá: Ión, anión y catión.
- 1.1.4.- Enlistará los aniones y cationes más comunes
- 1.1.5.- Clasificará los compuestos de acuerdo al número de elementos distintos que los forman.
- 1.1.6.- Diferenciará entre ácido, base y sal.
- 1.1.7.- Definirá la reacción de neutralización.
- 1.1.8.- Señalará las reglas de nomenclatura de los compuestos binarios.
  - a) Hidrácidos
  - b) Sales
  - c) Oxidos
- 1.1.9.- Enunciará las reglas de nomenclatura de los compuestos ternarios
  - a) Acidos ( oxigenados y no oxigenados )
  - b) Sales
  - c) Bases

## INTRODUCCION

Una sustancia ó una especie química dada se caracteriza por sus propiedades físicas, sus propiedades químicas, ó por un nombre distintivo que la describa adecuadamente.

Si para la discusión del comportamiento de una sustancia específica se necesitara presentar una lista de sus propiedades físicas y químicas, el lenguaje químico sería complicado. Por ejemplo, la conversación podría versar sobre una sustancia incolora, inodora, gaseosa, cuya temperatura crítica es de  $30.66^{\circ}\text{C}$  y su punto de fusión es de  $-56.6^{\circ}\text{C}$  a  $5.2$  atmósferas de presión y que, si se hace burbujear a través de una solución que contiene piedra caliza calcinada, forma un precipitado blanco. Afortunadamente, no es necesario una descripción tan larga, debido a que todas estas propiedades, y otras no mencionadas, se representan por el nombre, dióxido de carbono.

Existe una similitud entre formular una definición y nombrar un compuesto químico. Una definición apropiada diferencia lo definido de los demás conocimientos triviales. Por lo tanto, no debe haber dos compuestos ó elementos que tengan el mismo nombre, ya que se confundiría una sustancia con otra.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



OBJETIVO 1.1.1.- DEFINIRA EL CONCEPTO DE NOMENCLATURA.

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 resultarán 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.

A partir de esto y del número tan grande de compuestos conocidos, resulta la necesidad de establecer un sistema definido, uniforme y aceptable para nombrar las sustancias químicas.

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

OBJETIVO 1.1.2.- DESCRIBIRA EL DESARROLLO HISTORICO DE LA NOMENCLATURA.

Conforme se fué 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. Fué en esa época, a fines del siglo XVIII, en que se realizaron los primeros intentos de sistematización de nomenclatura destacándose en esta labor notables químicos como Lavoisier y 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 fué lo que dió 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 uniformizar 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."

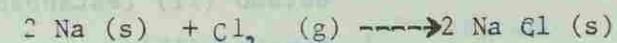
El sistema desarrollado, y conocido como Nomenclatura I.U.P.A.C., está en estudio continuo con el fin de adaptarlo a los compuestos descubiertos cada año.

Como veremos más adelante, es un sistema útil que permite tener un lenguaje común entre los químicos, además de que presenta la gran ventaja de ser explícito, es decir, que es fácil de escribir una fórmula conociendo el nombre del compuesto ó inversamente, dar un nombre a un compuesto conociendo su fórmula.

OBJETIVO 1.1.3.- DEFINIRA : ION, ANION Y CATION .

Cuando un átomo de cualquier elemento gana o pierde electrones adquiere una carga neta residual, a este tipo de átomos se les conoce como iones. Cuando el átomo gana electrones, su carga negativa aumenta y el ión formado es negativo, recibiendo el nombre de anión. Si por el contrario, el átomo pierde electrones, el ión formado posee carga positiva y recibe el nombre de catión.

La reacción entre el sodio y el cloro produce cloruro de sodio:



Sin embargo el estudio de un cristal de cloruro de sodio demuestra que no contiene moléculas de Na Cl.

En lugar de ello, se encuentra un retículo regular en el que están presentes, en capas alternadas, cationes sodio con carga +1, y aniones cloruro con carga -1. Los cationes y aniones son mantenidos juntos en la red cristalina por la atracción eléctrica entre las cargas opuestas de los iones.

Para que los átomos neutros de sodio, Na, formen iones monopositivos de sodio, Na<sup>+1</sup> cada átomo debe perder un electrón.



Para que los átomos neutros de cloro, Cl, formen iones mononegativos de cloruro, Cl<sup>-1</sup>, cada átomo debe ganar un electrón:



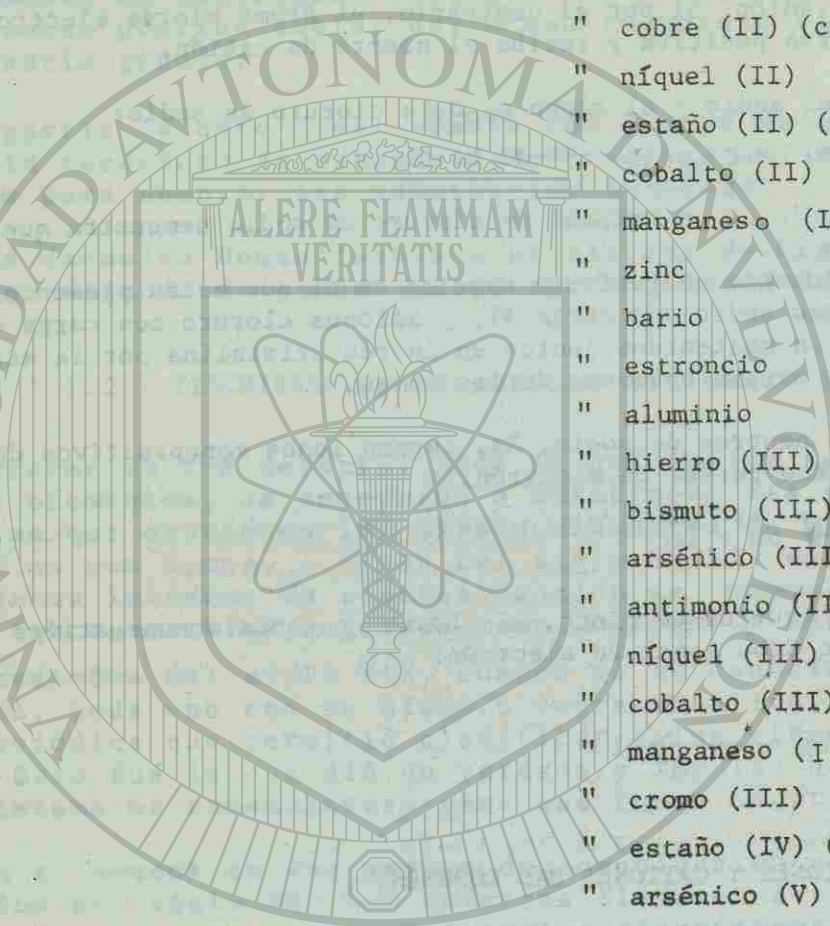
1.1.4.- ENLISTARA LOS ANIONES Y CATIONES MAS COMUNES.

TABLA DE LOS PRINCIPALES CATIONES

Fórmulas	Nombre
H <sup>+</sup>	ión hidrógeno ( protón )
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	" hidronio ( oxonio )
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	" amonio
PH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	" fosfonio
AsH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	" arsenio
Na <sup>+</sup>	" sodio
Li <sup>+</sup>	" litio
K <sup>+</sup>	" potasio
Ag <sup>+</sup>	" plata
Cu <sup>+</sup>	" cobre (1) (cuproso)
Hg <sup>+</sup>	" mercurio (1) (mercuroso)
Ca <sup>2+</sup>	" calcio
Mg <sup>2+</sup>	" magnesio



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



S <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ión disulfuro
CN <sup>-</sup>	" cianuro
C <sup>2-</sup>	" acetiluro
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	" nitrito
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	" nitrato
PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	ión fosfito
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	" fosfato
AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	" arsenito
AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	" arseniato
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	" sulfito
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	" sulfato
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	" cromato
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	" dicromato
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	" perclorato
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	" clorato
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	" clorito
ClO <sup>-</sup>	" hipoclorito
IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	" peryodato
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	" Permanganato
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	" carbonato

TABLA DE LOS PRINCIPALES ANIONES

Fórmula	Nombre
H <sup>-</sup>	ión hidruro
F <sup>-</sup>	" fluoruro
Cl <sup>-</sup>	" cloruro
Br <sup>-</sup>	" bromuro
I <sup>-</sup>	" yoduro
N <sup>3-</sup>	" nitrato
OH <sup>-</sup>	" hidróxido
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	" peróxido
S <sup>2-</sup>	" sulfuro

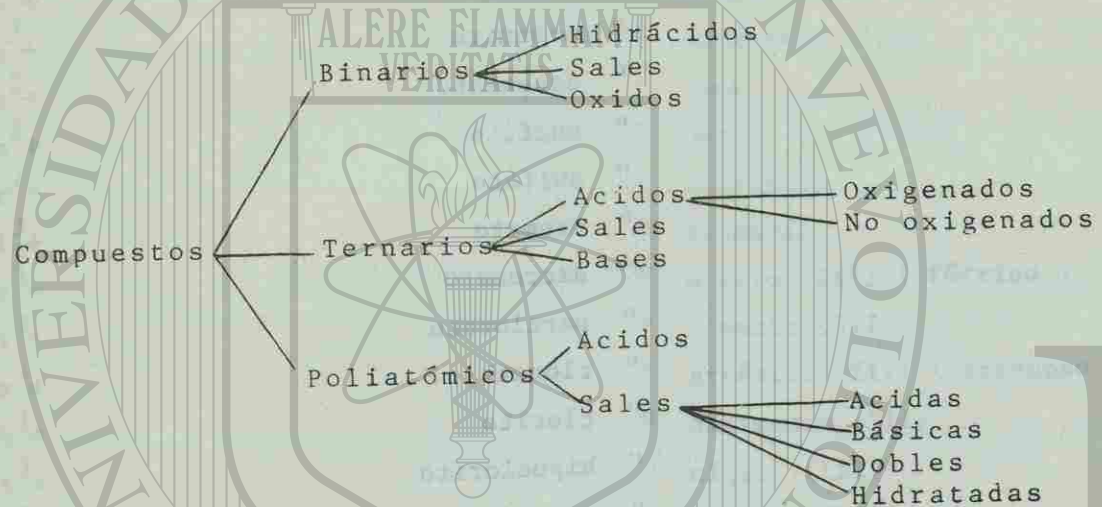
# DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS





OBJETIVO 1.1.5.- CLASIFICARA LOS COMPUESTOS DE ACUERDO AL NUMERO DE ELEMENTOS DISTINTOS QUE LOS FORMAN.

Para facilitar la nomenclatura de los compuestos, clasificaremos a éstos de acuerdo al número de elementos diferentes que los forman. De acuerdo a esto tendremos lo siguiente:



"Los compuestos binarios serán aquéllos que están formados por dos elementos diferentes."

De acuerdo al tipo de elementos que forman un compuesto binario, éstos se clasifican a su vez en: hidrácidos, sales y óxidos.

" Los compuestos que están formados por tres elementos diferentes son los compuestos ternarios" y dependiendo del tipo de elementos que los forman se pueden clasificar en: ácidos, sales y bases.

"Dependiendo de si existe ó no oxígeno en la molécula del ácido ternario, éste puede ser oxigenado ó no oxigenado."

"Por último, aquellos compuestos que están formados por cuatro ó más elementos diferentes reciben el nombre de compuestos poliatómicos," los cuales de acuerdo a la naturaleza de sus elementos se pueden clasificar en: ácidos y sales, las sales poliatómicas a su vez se clasifican en: ácidas, básicas, dobles e hidratadas.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Objetivo 1.1:6.- DIFERENCIA ENTRE ACIDO, BASE Y SAL .-

Un ácido es una sustancia que suministra iones hidrógeno (H<sup>+</sup>) o, en otras palabras,, un ácido es un donador de protones.

Podemos definir una base como una sustancia que suministra iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>). En otras palabras, podemos decir que una base es una sustancia que acepta iones hidrónico (H<sup>+</sup>) o, protones.

Definida en una forma muy amplia, una sal es el producto de la reacción entre un ácido y una base. Las sales se forman con el catión de una base y el anión de un ácido.

1.1.7.- DEFINIRA LA REACCIÓN DE NEUTRALIZACION.-

La escasa cantidad de moléculas de agua disociadas en iones H<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup> indica que éstas tienen gran afinidad en las soluciones acuosas. No debe, pues, sorprender que cuando ambos iones se encuentren, procedentes de distintas sustancias, se combinen con facilidad para dar moléculas de agua.

Como podemos observar, el ión H<sup>+</sup> es característico de los ácidos y el ión OH<sup>-</sup> característico de las bases, de tal manera que la reacción entre un ácido y una base se efectúa fácilmente y recibe el nombre de reacción de neutralización, obteniéndose como productos moléculas de agua y un tercer tipo de sustancias que son las sales.

Como ejemplo, tomaremos la reacción entre ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio:



OBJETIVO 1.1.8.- SEÑALARA LAS REGLAS DE NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS BINARIOS.

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 <sub>2</sub> O	agua	B <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	diborano
NH <sub>3</sub>	amoníaco	SiH <sub>4</sub>	silano
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	hidrazina	PH <sub>3</sub>	fosfina
BH <sub>3</sub>	borano	AsF <sub>3</sub>	arsina
		SbH <sub>3</sub>	estibina

Nomenclatura de compuestos binarios

Por lo general, el nombre de un compuesto químico se compone de dos partes, un nombre genérico, que indica a qué clase o familia de compuestos pertenece. (óxido, ácido, etc), y un nombre específico indicativo del elemento o grupo de elementos que pertenece a esta clase.

En los próximos incisos, se explicarán las reglas más importantes de la nomenclatura sistemática para los compuestos binarios.



a) Hidrácidos

"Un hidrácido es un compuesto que cumple con la definición general de ácidos, y cuya molécula contiene el hidrógeno como elemento electropositivo. Su fórmula general se puede escribir HA."



Regla:

"El nombre de un hidrácido binario se forma con la palabra ácido (nombre genérico) seguida de la raíz del nombre del elemento electronegativo con la terminación "hídrico" (nombre específico)."

Ejemplos:

HCl: ácido clorhídrico  
HBr: ácido bromhídrico  
H<sub>2</sub>S: ácido sulfhídrico

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.

Ejemplos:

HCl: cloruro de hidrógeno  
HBr: bromuro de hidrógeno  
H<sub>2</sub>S: sulfuro de hidrógeno

b) Sales binarias

"Las sales binarias resultan de la reacción de un ácido binario con una base" cuya porción electropositiva consta de un solo átomo o con un óxido metálico. Su nombre se forma agregando el sufijo "uro" a la raíz del nombre del elemento electronegativo (nombre genérico) y escribiendo a continuación el nombre del elemento electropositivo, seguido si es necesario, de su valencia en número romano entre paréntesis."

Ejemplos:

NaCl: cloruro de sodio; sal común  
CaCl<sub>2</sub>: cloruro de calcio  
MgBr<sub>2</sub>: bromuro de magnesio  
FeCl<sub>2</sub>: cloruro de hierro (II); cloruro ferroso  
FeCl<sub>3</sub>: cloruro de hierro (III); cloruro férrico  
CuI: yoduro de cobre (I)  
CuS: sulfuro de cobre (II)

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

Por ejemplo:

CCl<sub>4</sub>: tetracloruro de carbono  
CS<sub>2</sub>: disulfuro de carbono  
CaC<sub>2</sub>: carburo de calcio

c) Oxidos binarios

"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 solo óxido.

Ejemplos:

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

Todos los Oxidos Metálicos, como los que acabamos de mencionar, son capaces de neutralizar a los Acidos : Ejemplo:



En el caso particular de los óxidos no metálicos, se utilizan los prefijos griegos mono (1), di (2), Tri (3) tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octo (8), nona (9) y deca (10) para indicar el número respectivo de átomos en el compuesto correspondiente.

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

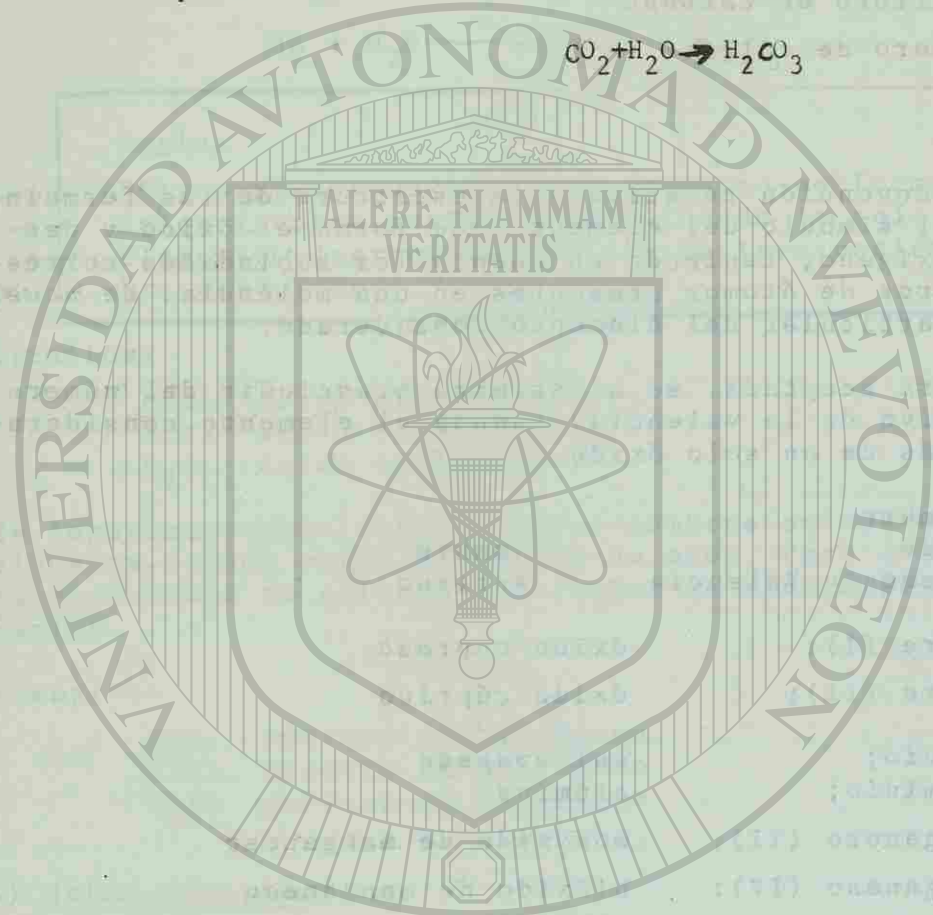
Ejemplos :

CO: monóxido de carbono ó anhídrido carbonoso  
CO<sub>2</sub>: Dióxido de carbono ; ó anhídrido carbónico  
SO<sub>2</sub> Dióxido de Azufre ó anhídrido sulfuroso  
SO<sub>3</sub> Trióxido de Azufre ó anhídrido sulfúrico



- NO: Oxido de nitrógeno
- NO<sub>2</sub>: Dióxido de nitrógeno
- N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>: Pentóxido de dinitrógeno.

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.



OBJETIVO 1.1.9.- ENUNCIARA LAS REGLAS DE NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS TERNARIOS.

Los compuestos ternarios son aquellos que están formados por tres elementos diferentes en número variable de acuerdo a sus valencias respectivas. Se dividen en varias clases de compuestos: ácidos, bases, sales, etc.

Las reglas fundamentales enunciadas para la nomenclatura de los compuestos binarios (1.1.4.) se adaptan para nombrar a los compuestos ternarios.

a) -Ácidos oxigenados

Los ácidos ternarios más representativos están formados por hidrógeno, oxígeno y un tercer elemento. Para escribir su fórmula, se indica primero el símbolo de 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:

"Para nombrarlos, se da primero el nombre genérico, o sea ácido, y después el nombre específico formado a partir de la raíz del nombre del elemento asociado al oxígeno terminándolo con el sufijo "ico" u "oso" dependiendo del estado de oxidación del elemento central de la fórmula."

"En caso de que el elemento central pueda tener 3 o más valencias, el nombre específico de los ácidos correspondientes estará precedido por prefijos tales como: hipo, per, orto, meta, tio, piro, etc."

Ejemplos:

- H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>: ácido sulfuroso
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: ácido sulfúrico
- H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: ácido tiosulfúrico
- HNO<sub>2</sub>: ácido nitroso
- HNO<sub>3</sub>: ácido nítrico
- H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>: ácido fosforoso
- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>: ácido fosfórico
- H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>: ácido hipofosforoso
- H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>: ácido pirofosfórico
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>: ácido carbónico
- HClO: ácido hipocloroso
- HClO<sub>4</sub>: ácido perclórico

Para otros ejemplos, ver apendice I.

a) -Ácidos ternarios no oxigenados

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

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



Ejemplos:

HCN: ácido cianhídrico

H<sub>2</sub>CS<sub>3</sub>: ácido 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"; "tio", para indicar tres átomos de azufre en la molécula.

b) Sales ternarias

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

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

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 sufixos "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:

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: ácido sulfúrico

H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>: ácido fosforoso

HClO: ácido hipocloroso

HClO<sub>4</sub>: ácido perclórico

HCN: ácido cianhídrico

HCl: ácido clorhídrico

CaSO<sub>4</sub>: sulfato de calcio

NaPO<sub>3</sub>: fosfito de sodio

NaClO: hipoclorito de sodio

KClO<sub>4</sub>: perclorato de potasio

KCN: cianuro de potasio

NH<sub>4</sub>Cl: cloruro de amonio

c) Bases con radical OH

"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".  
Cuando son varios radicales OH, se escriben entre paréntesis y el subíndice que indica el número de radicales se escribe después del paréntesis.

"Los nombres de estos compuestos se forman con el nombre genérico hidróxido seguido del nombre del metal" y se aplica la nomenclatura Stock.

Ejemplos:

KOH: hidróxido de potasio; potasa

NaOH: hidróxido de sodio; sosa

Ca(OH)<sub>2</sub>: hidróxido de calcio

Ni(OH)<sub>2</sub>: hidróxido de níquel (II)

Ni(OH)<sub>3</sub>: hidróxido de níquel (III)

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



APENDICE I

NOMENCLATURA DE LOS OXOACIDOS

USUALES.-

FORMULA	NOMBRE
$H_3BO_3$	ácido bórico ( ácido ortobórico )
$H_2CO_3$	ácido carbónico
$H_4SiO_4$	ácido silícico (ácido ortosilícico)
$HNO_3$	ácido nítrico
$HNO_2$	ácido nitroso
$H_3PO_4$	ácido fosfórico (ácido ortofosfórico)
$H_3AsO_4$	ácido arsénico
$H_3AsO_3$	ácido arsenoso
$H_2SO_4$	ácido sulfúrico
$H_2SO_3$	ácido sulfuroso
$H_2CrO_4$	ácido crómico
$H_2Cr_2O_7$	ácido dicrómico
$HClO_4$	ácido perclórico
$HClO_3$	ácido clórico
$HClO_2$	ácido cloroso
$HClO$	ácido hipocloroso
$HBrO_4$	ácido perbrómico
$HBrO_3$	ácido brómico
$HBrO_2$	ácido bromoso
$HBrO$	ácido hipobromoso
$HIO_4$	ácido peryódico
$HIO_3$	ácido yódico
$HIO$	ácido hipoyodoso
$HMnO_4$	ácido permangánico
$H_2MnO_4$	ácido mangánico

APENDICE II

REGLAS DE NOMENCLATURA.

Hidrácidos o ácidos 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:  $H_2SO_3$  ácido sulfuroso  
 $H_2SO_4$  ácido sulfúrico.

Sales Binarias:- Se escribe el nombre del anión ( elemento electro-negativo ) 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  
 $FeBr_2$  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  $Na_3PO_3$  Fosfito de sodio.  
 $Na_3PO_4$  Fosfato de sodio.

Bases ó Hidróxidos:- 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 Metálicos :- Se escribe la palabra "óxido" seguido del nombre del metal. Ejemplo:  $Al_2O_3$  Óxido de aluminio  
 $CuO$  óxido de cobre(II)

Oxidos no Metálicos ó anhídridos:- 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:

$SO_2$  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:  
 $SC_2$  anhídrido sulfuroso  
 $SO_3$  anhídrido sulfúrico.



- 3.- Elabore una lista de sales que provengan de hacer reaccionar dos elementos halógenos con tres metales alcalinos, con tres alcalinotérreos; nómbrélas.
- 4.- Elabore una lista de diez óxidos y nómbrélos.
- 5.- De acuerdo a las reglas de nomenclatura dé el nombre y la fórmula de las siguientes sales.

FORMULA	NOMBRE	NOMBRE	FORMULA
$Na_2SO_4$		Sulfato de Potasio	
$Li_2CO_3$		Fosfato de sodio	
$AlCl_3$		Dicromato de litio	
$Mg_3(PO_4)_2$		Nitrato de fierro II	
$SnS$		Arseniato de Magnesio	
$CuS$		Sulfuro de sodio	
$SbBr_5$		Yoduro de Plomo II	
$ZnF_2$		Cloruro de calcio	
$HgI_2$		Tetracloruro de carbono	
$Ca(NO_3)_2$		Bromuro de Aluminio	

ACTIVIDADES

- 1.- De acuerdo a las reglas de nomenclatura dé el nombre o la fórmula de los siguientes ácidos:

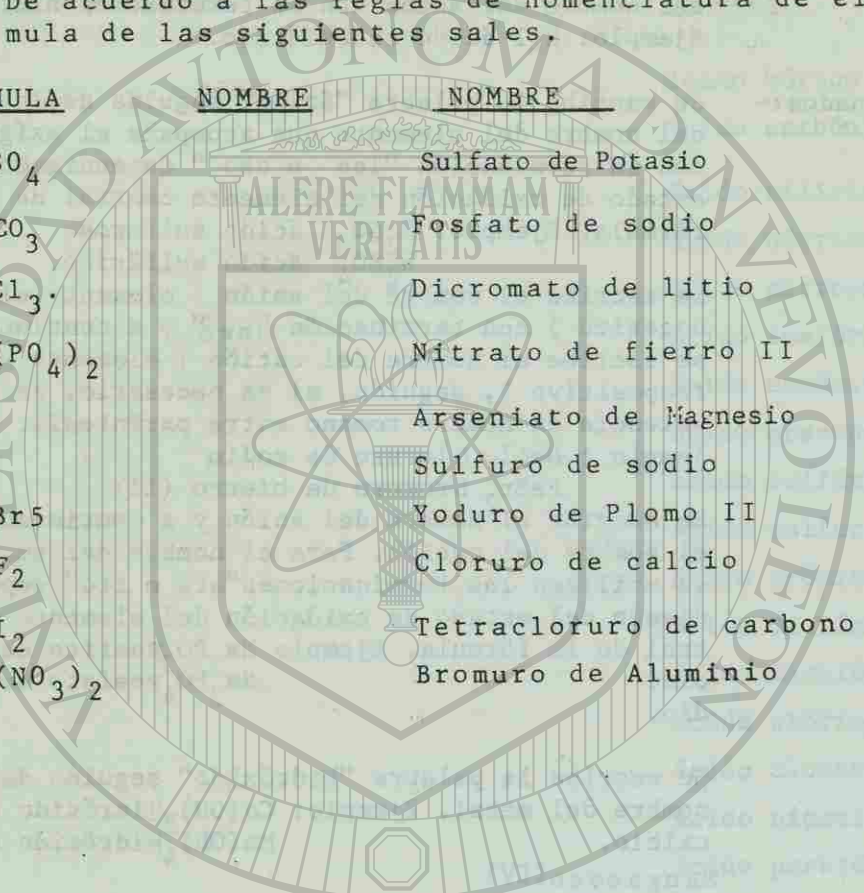
Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
$HCN$		ac. Nitroso	
$H_2SO_4$		ac. Iodhídrico	
$HBr$		ac. Crómico	
$HClO_4$		ac. Carbónico	
$H_2S$		ac. Cloroso	
$H_3PO_4$		ac. Periódico	
$H_2SO_3$		ac. Nítrico	
$HF$		ac. Fosforoso	
$HClO$		ac. Clorhídrico	

- 2.- De acuerdo a la regla de nomenclatura dé el nombre o la fórmula de las siguientes bases:

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
$Ca(OH)_2$		hidróxido de aluminio	
		hidróxido de bario	
$Fe(OH)_3$		hidróxido de potasio	
$Cu(OH)_2$		hidróxido de cobre I	
$LiOH$		hidróxido de fierro II	
$Au(OH)_3$		hidróxido de níquel II	
$Au(OH)$		hidróxido de mercurio I	
$Pb(OH)_4$		hidróxido de magnesio	
$Pb(OH)_2$		hidróxido de cobalto II	
$NaOH$		hidróxido de antimonio IV	
$Mn(OH)_2$		hidróxido de zinc	
$Mn(OH)_4$		hidróxido de calcio	

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN





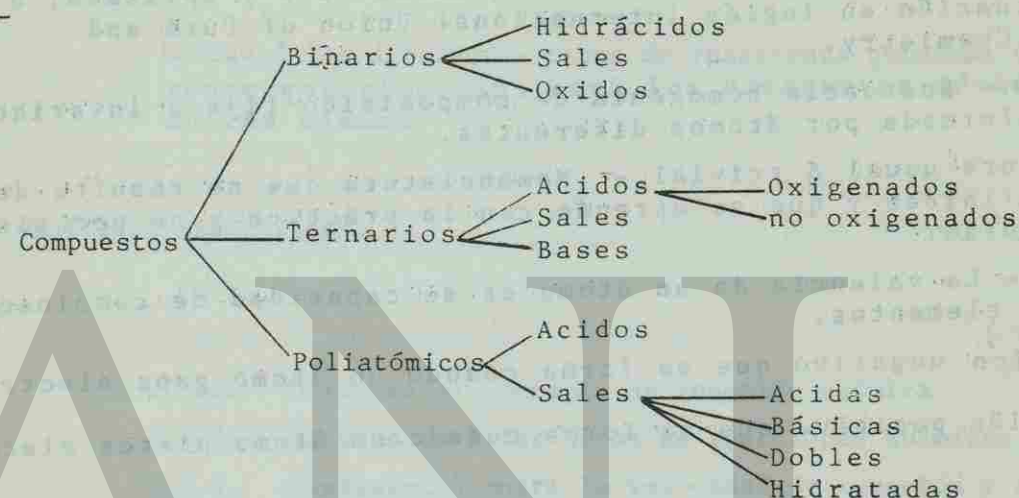
## A U T O E V A L U A C I O N

- 1.- Defina el término Nomenclatura
- 2.- Explique cuál fué la razón por la que se utilizaron las reglas de nomenclatura en Química.
- 3.- ¿Qué significa nomenclatura I.U.P.A.C.?
- 4.- Explique la clasificación de los compuestos de acuerdo al número de elementos diferentes que los forman.
- 5.- ¿Cuál es la diferencia que existe al nombrar un ácido binario y un ácido ternario?
- 6.- ¿Qué es un hidrácido?
- 7.- ¿Qué es una sal?
- 8.- ¿Cuál es la diferencia que existe al nombrar una sal binaria y una sal ternaria?
- 9.- ¿Cuál es el principal elemento de los óxidos?
- 10.- ¿Cuál es el grupo principal de los hidróxidos?

## RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- 1.- Nomenclatura es un sistema de nombres establecidos según reglas fijadas de común acuerdo entre quienes los utilizan.
- 2.- Para facilitar la comunicación entre los químicos ya que era muy grande el número de compuestos conocidos.
- 3.- Significa Unión Internacional de Química Pura y Aplicada ó su de nominación en inglés International Union of Pure and Applied Chemistry.

4.-



- 5.- Al nombrar un ácido binario, la terminación del anión se cambia a "hídrico"; al nombrar un ácido ternario, la terminación del anión se cambia a "ico" u "oso" según sea su nombre.
- 6.- Hidrácido es un compuesto cuya molécula contiene el hidrógeno como elemento electropositivo y su fórmula general se puede escribir HA.
- 7.- Es el producto de una reacción de neutralización, es decir, de una reacción entre un ácido y una base. Si el ácido es binario, la sal que resulta será también binaria; si el ácido es ternario la sal será también ternaria.
- 8.- La terminación del anión en una sal binaria es "uro", mientras que la terminación del anión en una sal ternaria será "ato" ó "ito".
- 9.- El principal elemento de los óxidos es el oxígeno ( $O^{-2}$ )
- 10.- El grupo principal de los hidróxidos es el ión hidroxilo u oxhidrilo  $(OH)^{-1}$ .



G L O S A R I O

- 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.- Símbolo.- Es la letra ó grupo de dos letras que representa a un elemento.
- 4.- I.U.P.A.C.- Unión Internacional de Química pura y aplicada, ó 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 ó 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.- Anión.- 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.- Óxido.- 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 ó ión que pertenece a la clase mencionada y con número romano la valencia del elemento ó grupo considerado.
- 17.- Acido di ó politrópico.- Es aquel ácido que puede ceder dos ó más protones respectivamente.

REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS .-

OBJETIVO PARTICULAR:

Conocerá los diferentes tipos de reacciones químicas y la forma de representarlas. Aplicará los diferentes métodos de Balanceo en las mismas.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 2.1.1. Definirá el concepto de reacción química
- 2.1.2. Diferenciará los tipos de reacciones químicas
- 2.1.3. Distinguirá entre la velocidad de reacción y mecanismo de reacción.
- 2.1.4. Explicará los diferentes métodos de balanceo de ecuaciones químicas.
  - a) Tanteo
  - b) Redox

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



## INTRODUCCION

Una de las cuestiones importantes de la Estequiometría se ocupa de los cambios de masa que tienen lugar en las reacciones químicas. Antes de tratar este aspecto cuantitativo es preciso que examinemos los modos de expresar tales transformaciones químicas.

Para que una ecuación química sea válida debe satisfacer tres condiciones. La primera es que esté de acuerdo con los hechos experimentales, esto es, ha de comprobarse que se forman unas sustancias y desaparecen otras. La segunda condición es que se cumpla la ley de la conservación de la masa; ya que la materia no se destruye, así debe expresarlo la ecuación, y si un átomo desaparece de una sustancia, ha de aparecer en otra. La tercera se refiere a la conservación de la carga eléctrica; puesta que no es posible destruir las cargas, este hecho debe estar explícito en la ecuación. Las condiciones segunda y tercera se expresan diciendo que la ecuación ha de estar equilibrada ó balanceada, es decir, ha de tener el mismo número de átomos de cada clase y la misma carga eléctrica neta en ambos miembros.

### OBJETIVO 2.1.1.- DEFINIR EL CONCEPTO DE REACCION QUIMICA,

Cuando se efectúa un cambio químico, se produce una o mas sustancias diferentes a las iniciales y entonces se dice que se ha efectuado una reacción química.

Como es muy difícil expresar estos cambios en el lenguaje ordinario, se usa el lenguaje abreviado de la química. A la descripción simbólica de una reacción química se le llama ecuación química.

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 (reactantes ó 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 reactantes a otras especies químicas.

b)  $\rightleftharpoons$  Que indican una transformación reversible de los reactantes a otras especies químicas.

c)  $\rightleftharpoons$  ó  $\rightleftharpoons$  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.).

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 mas 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:





## INTRODUCCION

Una de las cuestiones importantes de la Estequiometría se ocupa de los cambios de masa que tienen lugar en las reacciones químicas. Antes de tratar este aspecto cuantitativo es preciso que examinemos los modos de expresar tales transformaciones químicas.

Para que una ecuación química sea válida debe satisfacer tres condiciones. La primera es que esté de acuerdo con los hechos experimentales, esto es, ha de comprobarse que se forman unas sustancias y desaparecen otras. La segunda condición es que se cumpla la ley de la conservación de la masa; ya que la materia no se destruye, así debe expresarlo la ecuación, y si un átomo desaparece de una sustancia, ha de aparecer en otra. La tercera se refiere a la conservación de la carga eléctrica; puesta que no es posible destruir las cargas, este hecho debe estar explícito en la ecuación. Las condiciones segunda y tercera se expresan diciendo que la ecuación ha de estar equilibrada ó balanceada, es decir, ha de tener el mismo número de átomos de cada clase y la misma carga eléctrica neta en ambos miembros.

### OBJETIVO 2.1.1.- DEFINIR EL CONCEPTO DE REACCION QUIMICA,

Cuando se efectúa un cambio químico, se produce una o mas sustancias diferentes a las iniciales y entonces se dice que se ha efectuado una reacción química.

Como es muy difícil expresar estos cambios en el lenguaje ordinario, se usa el lenguaje abreviado de la química. A la descripción simbólica de una reacción química se le llama ecuación química.

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 (reactantes ó 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:

- Para indicar una transformación irreversible de los reactantes a otras especies químicas.
- ⇌ Que indican una transformación reversible de los reactantes a otras especies químicas.
- ⇌ ó ⇌ 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.).

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 mas 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.

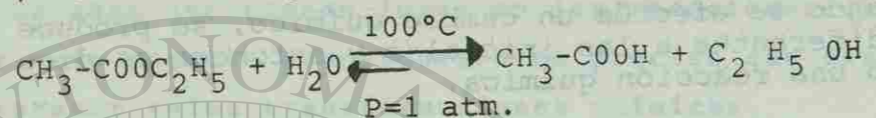
5°. Para dar mayor información relativa al estado físico de las especies químicas participantes, se usan los símbolos: (g), (l) y (s) para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente. También se utilizan los símbolos ↑ y ↓ para indicar gases o precipitados.

Ejemplos:





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



Esta ecuación describe la reacción reversible ( $\rightleftharpoons$ ) entre el acetato de etilo y el agua (reactantes) a  $100^\circ C$  y a la presión de 1 atmósfera para formar ácido acético y etanol (productos). La desigualdad de los flechas indica que el equilibrio se desplaza principalmente hacia los productos. La ausencia de coeficientes numéricos significa que participa un mol de cada especie química.

Los coeficientes numéricos que indican la cantidad con la cual cada especie participa en la reacción se determinan mediante un procedimiento denominado balanceo de ecuaciones, el cual se tratará mas adelante.

OBJETIVO 2.1.2. DIFERENCIARA LOS TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS.

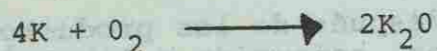
Para facilitar el estudio de las diferentes reacciones químicas, se hace la siguiente clasificación:

- a) Reacciones de síntesis o de combinación directa
- b) Reacciones de sustitución o desplazamiento simple
- c) Reacciones de desplazamiento doble o metátesis.
- d) Reacciones de descomposición
- e) Reacciones de oxidación-reducción.

a) Reacciones de síntesis o de combinación directa.

La unión química de dos o más elementos o compuestos para formar compuestos más complejos se llama combinación directa o síntesis.

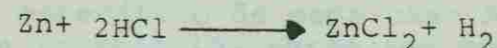
Ejemplos:



b) Reacciones de sustitución o desplazamiento simple.

Cuando un elemento es mas activo que el otro elemento que forma el compuesto, lo reemplaza o sustituye y la reacción se llama de sustitución o desplazamiento simple.

Ejemplos:



c) Reacciones de desplazamiento doble o metátesis:

En este tipo de reacciones no hay cambio de valencia o número de oxidación, sólo hay intercambio de iones; los nuevos compuestos se formarán combinándose un ión positivo de un compuesto con un ión negativo de otro compuesto, de los que figuran en los reactantes.

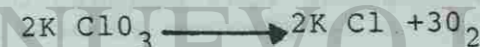
Ejemplos:



d) Reacciones de descomposición:

Las reacciones en las cuales un compuesto se descompone en sus elementos o en otro compuesto mas sencillo se llaman reacciones de descomposición.

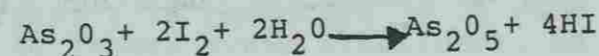
Ejemplos:



e) Reacciones de oxidación-reducción:

Las reacciones en las cuales un átomo o grupo de átomos pierde electrones y otro átomo o grupo de átomos gana electrones se denominan reacciones de oxidación reducción.

Ejemplos:





OBJETIVO 2.1.3. DISTINGUIRA ENTRE LA VELOCIDAD DE REACCION Y MECANISMO DE REACCION.

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 pueda 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:

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

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 autocatálisis.

OBJETIVO 2.1.4. EXPLICARA LOS DIFERENTES METODOS DE BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS.

REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION

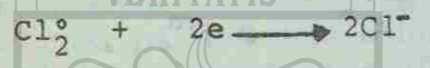
La oxidación es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos pierde electrones y la reducción es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos ganan electrones. Estas definiciones pueden aplicarse



más sencillamente en el caso de sustancias elementales o sus iones. Una transformación que convierte un átomo neutro en un ión positivo debe estar acompañada por la pérdida de electrones y, por tanto, -- debe ser una oxidación. Considérese el ejemplo siguiente:



En el segundo miembro se han escrito explícitamente los electrones - (símbolo e) de modo que producen la igualdad de la carga total en -- ambos miembros de la ecuación. Análogamente, la transformación de un elemento neutro en anión debe estar acompañada por una ganancia de - electrones y se clasifica como una reducción, como en el caso siguien -- te.



La oxidación y la reducción se presentan siempre simultáneamente y el número total de electrones perdidos en la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la reducción.

### ESTADO DE OXIDACION

A partir de la carga iónica sola no se ve inmediatamente si una sustancia compuesta está sufriendo una oxidación o una reducción. Por ejemplo, el  $\text{MnO}_2$  reacciona con el ácido clorhídrico para producir, -- entre otras cosas, gas cloro y el ion  $\text{Mn}^{2+}$ . Es evidente que se produ -- ce cloro neutro por oxidación del  $\text{Cl}^-$ . Se infiere, por tanto, que el  $\text{MnO}_2$  está sufriendo una reducción a pesar de que una sustancia neutra,  $\text{MnO}_2$ , se convierta parcialmente en una sustancia catiónica  $\text{Mn}^{2+}$ . En -- otro ejemplo, el ácido arsenioso,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ; reacciona con el  $\text{I}_2$  para -- formar, entre otras cosas, el ion arseniato  $\text{HASO}_4^{2-}$  y el ion -- yoduro,  $\text{I}^-$ . Como el yodo se reduce (halógeno neutro a anión), el ácido -- arsenioso debe oxidarse, a pesar de la conversión de  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  neutro en el anión  $\text{HASO}_4^{2-}$ .

El estado de oxidación es un concepto útil para diagnosticar -- rápidamente el estado de oxidación o reducción de átomos particula -- res en especies compuestas como el  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  y  $\text{HASO}_4^{2-}$ . El estado -- de oxidación de un átomo en una combinación química determinada es la carga eléctrica arbitraria asignada a dicho átomo de acuerdo con un -- conjunto de reglas prescritas. Otras expresiones utilizadas con fre -- cuencia para referirse al estado de oxidación son el número de oxida -- ción o el estado de valencia. En lo que sigue se utilizarán los números romanos para designar el estado de oxidación.

Debe quedar perfectamente claro que el estado de oxidación no es lo mismo que la carga formal. Esta última se basa en una descripción de la distribución de la carga real de una molécula o ión entre los átomos constituyentes de acuerdo con un conocimiento detallado de la estructura y del enlace electrónico. El estado de oxidación, sin em -- bargo, es una propiedad mucho más sencilla que se le asigna a la mo -- leculación y que no necesita ninguna información sobre variables -- electrónicas del tipo de los enlaces simples o múltiples y de la com -- paración entre estructuras de octeto y de no-octeto. El estado de -- oxidación se calcula directamente de la fórmula de composición misma,

como  $\text{MnO}_2$  o  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . Las reglas para asignar un estado de oxidación son las siguientes?

(1) En los compuestos iónicos binarios el estado de oxidación se -- iguala a la carga por átomo. El  $\text{CdCl}_2$  es un compuesto iónico y -- puede designarse por  $\text{Cd}^{++} (\text{Cl}^-)_2$  para mostrar su carácter iónico. El cadmio posee una carga verdadera de + 2 y un estado de oxidación de + II. Cada ion cloruro posee una carga verdadera de - 1 y un estado de oxidación de - I. En el  $\text{Hg}_2 \text{Cl}_2$  cada mercurio del  $\text{Hg}^+$  tiene una carga media de + I y un estado de oxidación de + I. El cloro en el  $\text{Cl}^-$  es nuevamente - I.

(2) En compuestos covalentes o no-iónicos, los electrones que inter -- vienen en la formación del enlace no se transfieren completamente de un elemento al otro, sino que se distribuyen más o menos equita -- tivamente entre los átomos que enlazan. Con objeto de calcular el -- estado de oxidación, sin embargo, es convencional asignar cada elec -- trón de enlace a un cierto átomo particular. Si los átomos son de -- la misma clase, la mitad de los electrones de enlace se le asignan a cada uno de los dos átomos. Si los átomos son diferentes todos -- los electrones del enlace se asignan arbitrariamente a aquel átomo que tiene mayor electronegatividad, o atracción para los electrones. Los -- elementos más electronegativos en orden de electronegatividad decreciente son F, O, N y Cl. El C es más electronegativo que el H. Los metales son -- menos electronegativos que los no metales. Deben consultarse libros mo -- dernos para el orden completo de las electronegatividades de los -- electrones. Las definiciones anteriores conducen a las reglas si -- guientes como corolarios.

(a) El estado de oxidación de un elemento libre y sin combinar es -- cero.

Ejemplos:

Hg en  $\text{Hg}$ , H en  $\text{H}_2$ , O en  $\text{O}_2$ , S en  $\text{S}_8$ , etc.

En el  $\text{H}_2$ , se asigna uno de los dos electrones de la molécula a -- a cada átomo de hidrógeno. Un hidrógeno con electrón es lo mismo que un átomo de hidrógeno neutro libre. Así, pues, el estado de oxidación es cero.

(b) El estado de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es + I, -- excepto en el caso de los hidruros metálicos en donde es - I.

Ejemplos:

En el  $\text{NH}_3$  el átomo de nitrógeno está unido directamente a cada -- uno de los tres átomos de hidrógeno. Como el nitrógeno es más electro -- negativo que el hidrógeno, se le asignan a aquél todos los electrones de enlace. Se deja así a cada hidrógeno con cero electrones asignados, uno menos que en el átomo de hidrógeno libre. Así pues, el hidrógeno -- tiene una carga aparente o un estado de oxidación de + I. La natura -- leza arbitraria de esta asignación de cargas resulta evidente en el --  $\text{NH}_3$ , cuya separación verdadera de cargas entre el nitrógeno y los -- hidrógenos es muy pequeña. El  $\text{NH}_3$  nunca se ioniza en el agua, por ejemplo, para producir iones -- hidrógeno.



En el  $\text{CaH}_2$ , por el contrario, a cada hidrógeno, al ser más electronegativo que el calcio, se le asigna dos electrones, uno más que en un átomo de hidrógeno libre. El estado de oxidación del hidrógeno es, por tanto, - I.

(c) El estado de oxidación del oxígeno en los compuestos es normalmente - II, excepto en los peróxidos donde vale - I ó en los compuestos con el flúor donde puede ser positivo.

(d) La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos de un compuesto es igual a cero.

(e) La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos de un ión iguala la carga del ión.

Ejemplos:

En el  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , el estado de oxidación del Si es +IV con objeto de que pueda cumplirse la regla 2d.

En el  $\text{PO}_4^{-3}$ , el estado de oxidación del P es + V con objeto de que se cumpla la regla 2e:  $+V + 4(-II) = -3$ . Únicamente el ion fosfato en su totalidad tiene una carga verdadera, o valencia iónica. Cada átomo de este ion complejo tiene únicamente una carga arbitrariamente asignada o estado de oxidación.

(3) Muchos elementos tienen solamente un estado de oxidación (además del valor cero para el elemento sin combinar). Otros tienen diversos estados de oxidación. Durante un curso de química, el alumno debe aprender y recordar los estados de oxidación más corrientes de los elementos.

(4) Las definiciones de oxidación y reducción pueden generalizarse como sigue: El aumento del estado de oxidación es una oxidación y la disminución de dicho estado es una reducción. En la reducción del  $\text{MnO}_2$  a  $\text{Mn}^{2+}$ , por ejemplo, el estado de oxidación del manganeso varía de +IV a + II, en la oxidación del  $\text{H}_2\text{AsO}_3$  a  $\text{HASO}_4^{2-}$ , el estado de oxidación del arsénico varía de + III a + V.

#### IGUALACION DE LAS ECUACIONES DE OXIDACION-REDUCCION

Los fundamentos de la oxidación-reducción constituyen la base de dos métodos sistemáticos sencillos para igualar las ecuaciones de este tipo. Si se conocen todos los productos de la reacción, la igualación puede hacerse directamente bien por el método parcial del ion-electrón o bien por el método del estado de oxidación. Después que el alumno haya adquirido más experiencia podrá predecir cuáles son algunos de los productos o todos ellos sobre la base de ciertas reglas como la siguiente:

- (1) Si se reduce un halógeno libre, el producto de la reducción debe ser el ion halogenuro (carga = -1).
- (2) Si se oxida un metal que solo tiene una valencia positiva, el estado de oxidación del producto es evidente.
- (3) La reducción del ácido nítrico concentrado conduce a  $\text{NO}_2$ , mientras que la reducción del ácido nítrico diluido puede conducir a  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_4^+$  o a otros productos, dependiendo de la naturaleza del agente reductor y del grado de dilución.
- (4) El ion permanganato,  $\text{MnO}_4^-$ , se reduce a  $\text{Mn}^{++}$  en disolución francamente ácida. El producto de la reducción del permanganato en disoluciones neutras o alcalinas puede ser  $\text{MnO}(\text{OH})$ ,  $\text{MnO}_2$  o  $\text{MnO}_4^{2-}$ .

(5) Si se reduce un peróxido, el producto de la reducción debe contener oxígeno en el estado de oxidación-II, como en el  $\text{H}_2\text{O}$  o en el  $\text{OH}^-$ . Si se oxida un peróxido, se forma oxígeno molecular.

(6) El dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$  se reduce en solución ácida a  $\text{Cr}^{+++}$ .

#### METODO DEL ESTADO DE OXIDACION PARA IGUALAR REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION.

- (1) Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contienen los elementos que sufren un cambio en su estado de oxidación.
- (2) Determinar la variación que sufre en su estado de oxidación un elemento del agente oxidante. El número de electrones ganados es igual a esta variación multiplicada por el número de átomos que sufren el cambio.
- (3) Determinar lo mismo para un elemento del agente reductor.
- (4) Multiplicar cada fórmula principal 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) Por simple inspección completar los coeficientes apropiados para el resto de la ecuación.
- (6) Comprobar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación.

Ejemplo :

Igualar la ecuación de oxidación-reducción siguiente.



UNIVERSIDAD DE NUEVO LEÓN

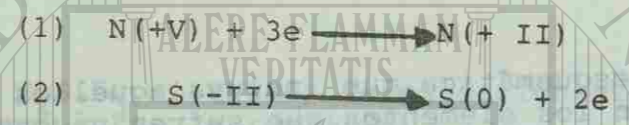


DEPARTAMENTO GENERAL DE BIBLIOTECAS

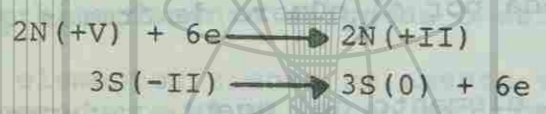


METODO DEL ESTADO DE OXIDACION.

- (1) Obsérvese que el estado de oxidación del N varía de +V en el  $\text{NO}_3^-$  a +II en el NO.
- (2) El estado de oxidación del S varía de -II en el  $\text{H}_2\text{S}$  a 0 en el S.
- (3) El esquema de la igualación de electrones puede escribirse como sigue. (No son ecuaciones)



- (4) Con objeto de que el número de electrones perdidos iguale al número de los ganados, debemos multiplicar el esquema (1) por 2 y el (2) por 3.



Por ello, el coeficiente del  $\text{H}^+\text{NO}_3^-$  y del NO es 2 y el del  $\text{H}_2\text{S}$  y S es 3. Parte de la ecuación esquemática puede completarse parcialmente a



- (5) Los 8 átomos de O del primer miembro (2 del  $\text{H}^+\text{NO}_3^-$  más 6 del  $\text{H}_2\text{S}$ ) deben formar  $4\text{H}_2\text{O}$  en el segundo miembro. La ecuación final y completa es

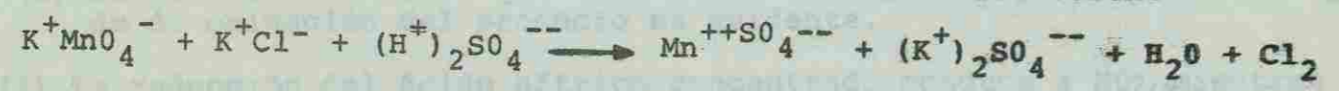


Obsérvese que los átomos de oxígeno se han igualado automáticamente sin ninguna atención especial.

La primera ecuación esquemática parcialmente completada podría haberse escrito en función de  $\text{NO}_3^-$  en lugar del  $\text{H}^+\text{NO}_3^-$ . En este problema, como en los siguientes, la notación de compuestos neutros se utilizará para mayor variedad en el método del estado de oxidación y la notación iónica en el método del ion electrón.

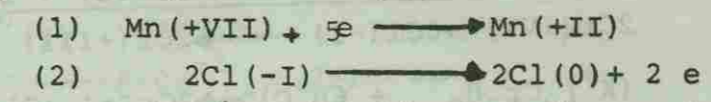
Ejemplo: 2.-

Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción.



METODO DEL ESTADO DE OXIDACION

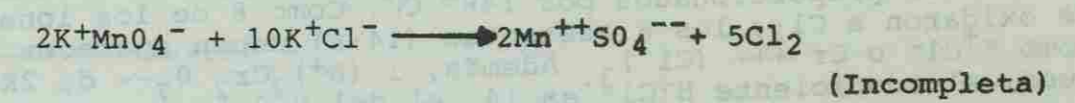
El Mn sufre una variación en el estado de oxidación de +VII en el  $\text{MnO}_4^-$  a +II en el  $\text{Mn}^{++}$ . El Cl sufre un cambio en el estado de oxidación de -I en el  $\text{Cl}^-$  a 0 en el  $\text{Cl}_2$ . Los esquemas de igualación de electrones son



El diagrama (2) se escribió en función de 2 átomos de Cl porque estos átomos se presentan en parejas en el producto  $\text{Cl}_2$ . Los factores de multiplicación son 2 y 5, como en el método anterior.

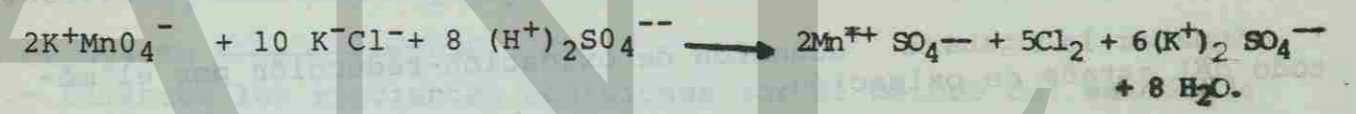


De aquí que el coeficiente de  $\text{K}^+\text{MnO}_4^-$  y del  $\text{Mn}^{++}\text{SO}_4^{--}$  es 2, el del  $\text{K}^+\text{Cl}^-$  es 10, el del  $\text{Cl}_2$  es 5 ( $\frac{1}{2} \times 10$ )



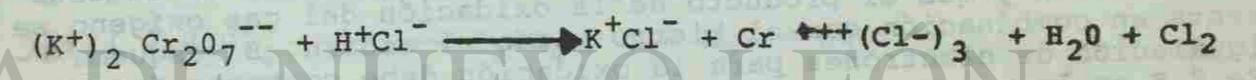
Hasta aquí no se ha previsto nada para el  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{H}^+)_2\text{SO}_4^{--}$  y  $(\text{K}^+)_2\text{SO}_4^{--}$ . Los 8 átomos del oxígeno del  $2\text{K}^+\text{MnO}_4^-$  forman  $8\text{H}_2\text{O}$ . Para  $8\text{H}_2\text{O}$  necesitamos 16 átomos de hidrógeno que pueden ser proporcionados por  $8(\text{H}^+)_2\text{SO}_4^{--}$ .

Los 12 átomos de K ( $10\text{K}^+\text{Cl}^- + 2\text{K}^+\text{MnO}_4^-$ ) asignan  $6(\text{K}^+)_2\text{SO}_4^{--}$ . 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.



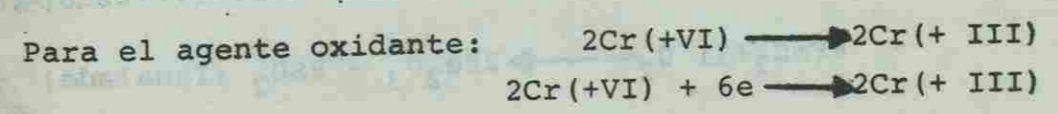
Ejemplo: 3.-

Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción.

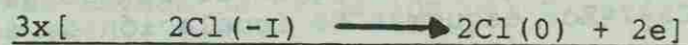
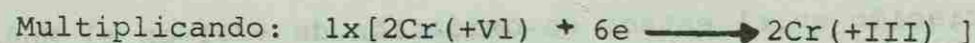


METODO DEL ESTADO DE OXIDACION.

Los esquemas de igualación de electrones se escriben en función de 2 átomos de Cr y 2 del Cl porque aparecen pares de átomos de estas clases en el  $(\text{K}^+)_2\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$  y en el  $\text{Cl}_2$ .







Sumando:



De aquí que,



( Incompleta )

La ecuación está todavía sin igualar, puesto que no se han previsto el  $K^+Cl^-$ , el  $H_2O$  o el  $H^+Cl^-$  que actúa como ácido (en oposición al  $H^+ Cl^-$  que actúa como agente reductor).

Por simple inspección podemos ver que los 7 átomos de oxígeno en el  $(K^+)_2Cr_2O_7^{--}$  forman  $7H_2O$ . Para  $7H_2O$  necesitamos 14 átomos de H que puedan ser proporcionados por  $14H^+Cl^-$ . Como 6 de los iones cloruros se oxidaron a  $Cl_2$ , los 8 restantes (14-6) deben aparecer a la derecha como  $K^+Cl^-$  o  $Cr^{+++} (Cl^-)_3$ . Además, 1  $(K^+)_2Cr_2O_7^{--}$  da  $2K^+Cl^-$ . Así pues, el coeficiente  $H^+Cl^-$  es 14, el del  $H_2O$  es 7 y el del  $K^+Cl^-$  es 2.



( Igualada )

Obsérvese que aquí de nuevo se ha convertido en agua todo el oxígeno del agente oxidante.

Ejemplo 4.-

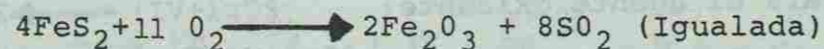
Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción por el método del estado de oxidación.



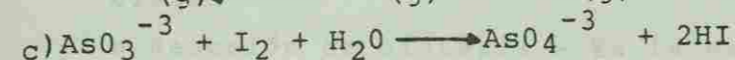
Las dos características especiales de este problema son que tanto el hierro como el azufre en el  $FeS_2$  sufren una variación en su estado de oxidación y que el producto de la oxidación del gas oxígeno se presenta en combinación con el hierro y con el azufre. El esquema -- de igualación de electrones para la oxidación debe contener átomos de Fe y S en la proporción de 1 a 2, puesto que esta es la proporción en que se oxidan. Los dos esquemas con sus factores multiplicativos son.



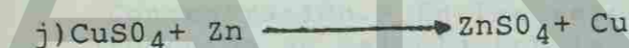
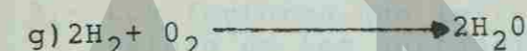
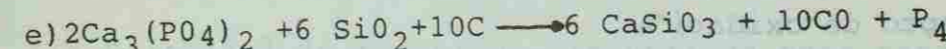
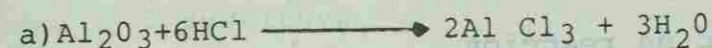
De aquí que



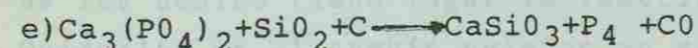
1.- Explique el significado completo de las ecuaciones siguientes:



2.- Clasifique las siguientes ecuaciones:



3.- Balancee las siguientes ecuaciones por el método del estado de oxidación:





1.- Defina los siguientes conceptos:

- a) Reacción Química
- b) Reacción de Síntesis
- c) Reacción de Sustitución
- d) Reacción de Metátesis
- e) Reacción de Descomposición

2.- Defina el término velocidad de reacción

3.- Cuáles son los factores que influyen en la velocidad de reacción y diga cómo la afectan.

4.- ¿Qué es mecanismo de reacción?

5.- Defina el concepto de oxidación

6.- Defina el concepto de reducción

7.- Explique en qué consiste el estado de oxidación de un átomo.

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1.- a) Reacción química.- Es cuando se efectúa un cambio químico, es decir, se produce una ó mas sustancias diferentes a las iniciales.

b) Reacción de síntesis.- Es la unión química de dos ó más elementos ó compuestos para formar compuestos más complejos.

c) Reacción de sustitución.- Es cuando un elemento que es más activo que otro elemento que forma el compuesto lo reemplaza ó sustituye.

d) Reacción de metátesis.- Es cuando hay un intercambio de iones; los nuevos compuestos se formarán combinándose un ión positivo de un compuesto con un ión negativo de otro compuesto, de los que figuran en los reactivos.

e) Reacción de descomposición.- Es cuando un compuesto se descompone en sus elementos ó en otro compuesto más sencillo.

2.- Velocidad de reacción.- Se utiliza para expresar la mayor ó menor rapidez con que se producen las transformaciones químicas.

3.- Los factores que influyen en la velocidad de reacción son: Naturaleza de las sustancias reaccionantes, concentración, Temperatura y Catálisis.

Naturaleza de las sustancias reaccionantes.- Dependiendo del tipo de reactivos una reacción será más o menos rápida que otra.

Concentración.- En las reacciones homogéneas la velocidad de reacción se calcula con la fórmula:  $V = K [A]^n [B]^m, \dots$

En las reacciones heterogéneas la velocidad de reacción es proporcional al área de la superficie en contacto entre las fases.

Temperatura.- Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de reacción y al disminuir la temperatura disminuye la velocidad de reacción.

Catálisis.- Los catalizadores positivos aumentan la velocidad de reacción y los catalizadores negativos disminuyen la velocidad de reacción.

4.- El mecanismo de reacción indica la secuencia de etapas a través de las cuales tiene lugar la reacción total.

5.- Oxidación es el cambio químico en el que un átomo ó grupo de átomos pierde electrones.

6.- Reducción es el cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos gana electrones.

7.- El estado de oxidación de un átomo en una combinación química determinada es la carga eléctrica arbitraria asignada a dicho átomo de acuerdo con un conjunto de reglas prescritas. En otras palabras, es el estado de valencia de un átomo.



- 1.- Reacción química.- Es cuando se efectúa un cambio químico, es decir, se produce una ó más sustancias diferentes a las iniciales.
- 2.- Ecuación química.- Es la descripción simbólica de una reacción química.
- 3.- Reactantes ó Reactivos.- Son las especies químicas 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.-  $A+B \rightarrow AB$
- 11.- Reacción de sustitución.-  $A+BC \rightarrow AC + B$
- 12.- Reacción de metátesis.-  $AB + CA \rightarrow AD + CB$
- 13.- Reacción de descomposición.-  $AB \rightarrow A+B$
- 14.- Estado de oxidación ó 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 ó 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 ó 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.

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

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





DOSIFICACION DEL LABORATORIO

QUIMICA II

1er. TERMINO

- |            |   |
|------------|---|
| 1a. Sesión | Presentación al curso de Laboratorio          |
| 2a. Sesión | Proyección Acidos y Bases                     |
| 3a. Sesión | Ejercicios de Nomenclatura                    |
| 4a. Sesión | Tipos de Reacciones Químicas                  |
| 5a. Sesión | Reacciones de Oxidación - Reducción           |
| 6a. Sesión | Factores que afectan la velocidad de Reacción |
| 7a. Sesión | Repaso  |

2do. TERMINO

- |             |  |
|-------------|--|
| 8a. Sesión  | Avance de los Objetivos Teóricos   |
| 9a. Sesión  | Ley de la Conservación de la Masa  |
| 10a. Sesión | Ley de las Proporciones Definidas  |
| 11a. Sesión | Obtención del Oxígeno y Determinación del %<br>de Oxígeno en el $KClO_3$ |
| 12a. Sesión | Cálculos Estequiométricos  |
| 13a. Sesión | Relaciones Estequiométricas  |
| 14a. Sesión | Repaso   |

SESION No. 1

P R E S E N T A C I O N

I N T R O D U C C I O N

El conocimiento de la química es el resultado de años de trabajo de infinidad de químicos. Todos ellos iniciaron su búsqueda con preguntas tales como: ¿Qué le ocurrirá a esto si lo caliento? ¿Cómo puedo purificar esto? ¿Qué ocasionará el cambio de este color?. La más importante quizá, de todas las preguntas es: ¿Porqué suceden estas cosas?.

Para encontrar las respuestas a estas preguntas el químico a menudo debe idear experimentos y equipo enteramente nuevos. Muchas veces dá pasos en falso y otros tantos fracasa. El hecho de que solamente nos lleguen las noticias de los éxitos, nos hace creer que la ciencia es una cosa ya hecha y muy fácil: nada más lejos de la verdad.

Con el presente instructivo de prácticas aprenderemos como los químicos se plantean sus preguntas, efectúan sus experimentos y anotan y analizan los resultados.

Usted podrá aprender todo esto no simplemente leyendo, sino pensando en ciertas preguntas y efectuando todos los experimentos. La química, como todas las ciencias, es cuestión de pensar y de actuar.

EVALUACION.-

La evaluación del laboratorio se efectúa conjuntamente con la teoría en un sólo examen por escrito.

Con el objeto de unificar criterios, en las respuestas a las preguntas de los reportes de prácticas, así como la interpretación de las gráficas, se discutirá con el maestro cuando haya duda o marcadas diferencias con respecto a los resultados de otros alumnos.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



DOSIFICACION DEL LABORATORIO

QUIMICA II

1er. TERMINO

- |            |   |
|------------|---|
| 1a. Sesión | Presentación al curso de Laboratorio          |
| 2a. Sesión | Proyección Acidos y Bases                     |
| 3a. Sesión | Ejercicios de Nomenclatura                    |
| 4a. Sesión | Tipos de Reacciones Químicas                  |
| 5a. Sesión | Reacciones de Oxidación - Reducción           |
| 6a. Sesión | Factores que afectan la velocidad de Reacción |
| 7a. Sesión | Repaso  |

2do. TERMINO

- |             |  |
|-------------|--|
| 8a. Sesión  | Avance de los Objetivos Teóricos   |
| 9a. Sesión  | Ley de la Conservación de la Masa  |
| 10a. Sesión | Ley de las Proporciones Definidas  |
| 11a. Sesión | Obtención del Oxígeno y Determinación del %<br>de Oxígeno en el $KClO_3$ |
| 12a. Sesión | Cálculos Estequiométricos  |
| 13a. Sesión | Relaciones Estequiométricas  |
| 14a. Sesión | Repaso   |

SESION No. 1

P R E S E N T A C I O N

I N T R O D U C C I O N

El conocimiento de la química es el resultado de años de trabajo de infinidad de químicos. Todos ellos iniciaron su búsqueda con preguntas tales como: ¿Qué le ocurrirá a esto si lo caliento? ¿Cómo puedo purificar esto? ¿Qué ocasionará el cambio de este color?. La más importante quizá, de todas las preguntas es: ¿Porqué suceden estas cosas?.

Para encontrar las respuestas a estas preguntas el químico a menudo debe idear experimentos y equipo enteramente nuevos. Muchas veces dá pasos en falso y otros tantos fracasa. El hecho de que solamente nos lleguen las noticias de los éxitos, nos hace creer que la ciencia es una cosa ya hecha y muy fácil: nada más lejos de la verdad.

Con el presente instructivo de prácticas aprenderemos como los químicos se plantean sus preguntas, efectúan sus experimentos y anotan y analizan los resultados.

Usted podrá aprender todo esto no simplemente leyendo, sino pensando en ciertas preguntas y efectuando todos los experimentos. La química, como todas las ciencias, es cuestión de pensar y de actuar.

EVALUACION.-

La evaluación del laboratorio se efectúa conjuntamente con la teoría en un sólo examen por escrito.

Con el objeto de unificar criterios, en las respuestas a las preguntas de los reportes de prácticas, así como la interpretación de las gráficas, se discutirá con el maestro cuando haya duda o marcadas diferencias con respecto a los resultados de otros alumnos.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



SESION No. 2

## PROYECCION CINEMATOGRAFICA: ACIDOS Y BASES

**OBJETIVO:** Diferenciará entre los compuestos ácidos y los básicos, después de observar la proyección correspondiente.

## I N T R O D U C C I O N

Un ácido se define de acuerdo con el tipo de solución en la cual se encuentre, cuando se encuentra en solución acuosa, un ácido es una sustancia que libera iones hidrógeno; para una base se dice que suministra iones hidroxilo a la solución. Cuando las soluciones no son acuosas, un ácido es una sustancia que dona protones y una base es una sustancia que acepta dichos protones; de acuerdo con Lewis un ácido es una molécula o ión que acepta un par de electrones y una base es una sustancia que dona el par de electrones a una molécula o ión.

## INSTRUCCIONES:

La proyección será en el laboratorio de química. Observa la película, procura hacer anotaciones que cumplan con el objetivo propuesto y obtener suficientes notas para contestar el reporte.

SESION No. 2

## PROYECCION CINEMATOGRAFICA: ACIDOS Y BASES

## REPORTE DE LABORATORIO

1.- Describa a los ácidos y las bases de acuerdo a lo observado en la proyección.

2.- Defina y establezca las diferencias entre un ácido fuerte y un ácido débil y una base fuerte y una base débil.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



**OBJETIVO:** Ejercitará otras formas de indicar las valencias con que algunos elementos funcionan, así como algunas nuevas formas de nomenclatura.

## Algunas observaciones útiles

Es apropiado hacer uno o dos ejercicios diariamente, no más. El lector deberá completarlos y entregarlos al profesor; al hacer los ejercicios él debe pensar en las valencias de cada elemento o radical y deducirlas de la tabla periódica (véase contraportada) o del ácido correspondiente (pags. 2-3), el lector tiene que hacer suyo el conocimiento.

Para los ejercicios 5a, 5b, 10a, 10b, etc. en que se da el nombre y se pide que se escriba la fórmula correspondiente, se solicitó a varios profesores su colaboración para que los estudiantes se familiaricen con otras formas de indicar las valencias con que un elemento funciona ( $Fe^{III}$ ,  $Fe^{II}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ) y otras formas de nomenclatura que se usaron y todavía se usan. Al lector le tocó la época de transición entre las nomenclaturas un poco arbitrarias y la nomenclatura internacional que sigue las reglas de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

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 ( $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Pb^{4+}$ ; 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 hierro II
$Cu_2CO_3$	se denominaba carbonato cuproso,	ahora se llama carbonato de cobre II
$Ni(NO_2)_2$	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 hierro III
$CuCO_3$	se denominaba carbonato cúprico,	ahora se llama carbonato de cobre II
$Ni(NO_2)_3$	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 solo 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  $Ca(HCO_3)_2$ , 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.
$Fe(HSO_4)_3$	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 hierro 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, disulfato 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

$Ca(H_2PO_4)_2$	sería fosfato monocálcico y
$CaHPO_4$	sería, también, fosfato monocálcico
$Ca_3(PO_4)_2$	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
$Ca(H_2PO_4)_2$	fosfato diácido de calcio
$CaHPO_4$	fosfato monoácido de calcio
$Ca_3(PO_4)_2$	fosfato neutro de calcio o fosfato de calcio
$Al(H_2PO_4)_3$	fosfato diácido de aluminio
$Al_2(HPO_4)_3$	fosfato monoácido de aluminio
$AlPO_4$	fosfato de aluminio o fosfato neutro de aluminio.

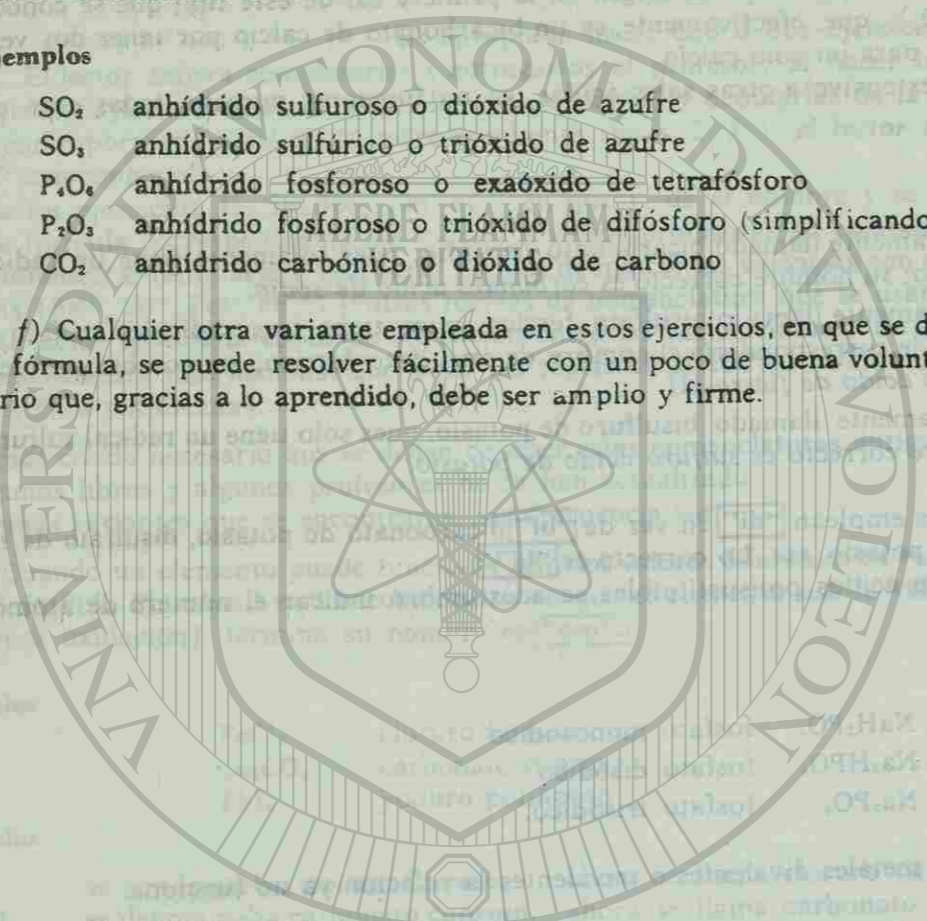


e) Algunas veces, al nombrar los óxidos ácidos, en lugar de llamarlos anhídridos se les llama sencillamente óxidos.

**Ejemplos**

- SO<sub>2</sub> anhídrido sulfuroso o dióxido de azufre
- SO<sub>3</sub> anhídrido sulfúrico o trióxido de azufre
- P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> anhídrido fosforoso o exaóxido de tetrafósforo
- P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> anhídrido fosforoso o trióxido de difósforo (simplificando)
- CO<sub>2</sub> anhídrido carbónico o dióxido de carbono

f) Cualquier otra variante empleada en estos ejercicios, en que se da el nombre y se pide la fórmula, se puede resolver fácilmente con un poco de buena voluntad y aplicando el criterio que, gracias a lo aprendido, debe ser amplio y firme.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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

Ejercicio 2	O <sup>2-</sup>	OH <sup>1-</sup>	N <sup>3-</sup>	Se <sup>2-</sup>	Cl <sup>1-</sup>	S <sup>2-</sup>
Mg <sup>2+</sup>	1	5	9	13	17	21
Na <sup>1+</sup>	2	6	10	14	18	22
Ca <sup>2+</sup>	3	7	11	15	19	23
Ga <sup>3+</sup>	4	8	12	16	20	24

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

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



Ejercicio 5	Na <sup>1+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	K <sup>1+</sup>	H <sup>1+</sup>
Cl <sup>1-</sup>	1	5	9	13	17	21
S <sup>2-</sup>	2	6	10	14	18	22
Br <sup>1-</sup>	3	7	11	15	19	23
O <sup>2-</sup>	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 5a Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

cloruro de potasio ..... sulfuro de calcio ..... nitruro de magnesio .....  
 sulfuro de aluminio ..... bromuro de sodio ..... óxido de sodio .....  
 hidróxido de litio ..... nitruro de galio ..... seleniuro de aluminio .....  
 fluoruro de calcio ..... óxido de magnesio ..... fosforo de sodio .....  
fluorita magnesia  
 sulfuro de cesio ..... óxido de potasio ..... hidróxido de sodio .....  
sona cáustica  
 arseniuro de rubidio ..... carburo de fierro III ..... sulfuro de lantano III .....

Ejercicio 5b Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

ácido sulfhídrico ..... arseniuro de berilio ..... sulfuro de fierro II .....  
 óxido de calcio ..... yoduro de lantano ..... óxido de silicio .....  
cal viva  
 hidróxido de calcio ..... fluoruro de litio ..... ácido clorhídrico .....  
cal apagada  
 bromuro de aluminio ..... carburo de silicio ..... cloruro de zinc .....  
esmeril, carborundum  
 sulfuro de cadmio ..... fosforo de silicio ..... telururo de aluminio .....  
amarillo canario  
 cloruro de sodio ..... hidróxido de potasio ..... fluoruro de germanio .....  
potasa cáustica

Ejercicio 6	Cl <sup>1-</sup>	S <sup>2-</sup>	N <sup>3-</sup>	Br <sup>1-</sup>	Se <sup>2-</sup>	P <sup>3-</sup>
H <sup>1+</sup>	1	5	9	13	17	21
Mg <sup>2+</sup>	2	6	10	14	18	22
Al <sup>3+</sup>	3	7	11	15	19	23
K <sup>1+</sup>	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 7	I <sup>1-</sup>	F <sup>1-</sup>	Br <sup>1-</sup>	Cl <sup>1-</sup>	S <sup>2-</sup>	N <sup>3-</sup>
Cd <sup>2+</sup>	1	5	9	13	17	21
Ag <sup>1+</sup>	2	6	10	14	18	22
Al <sup>3+</sup>	3	7	11	15	19	23
NH <sub>4</sub> <sup>1+</sup> <small>amonio</small>	4	8	12	16	20	24

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

Ejercicio 9a Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

yoduro de amonio ..... óxido de fierro III ..... sulfuro germanico .....  
 óxido de hidrógeno ..... bromuro de magnesio ..... fluoruro de aluminio .....  
 sulfuro de zinc ..... yoduro de calcio ..... óxido de zinc .....  
blanco blanco de España  
 nitruro de calcio ..... tetracloruro de carbono ..... seleniuro de fierro III .....  
 fluoruro de oro III ..... cloruro de carbono ..... hidróxido de calcio .....  
cal apagada  
 cloruro de galio ..... telururo de calcio ..... nitruro de boro .....

Ejercicio 9b Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

hidróxido de potasio ..... ácido selenhídrico ..... fosforo de magnesio .....  
potasa  
 cloruro de amonio ..... cloruro de calcio ..... yoduro de zinc .....  
 nitruro de calcio ..... óxido de bario ..... sulfuro de manganeso .....  
rosa carne  
 carburo de fierro III ..... yoduro de plata ..... bromuro de germanio IV .....  
 bromuro de carbono ..... sulfuro de amonio ..... cloruro de fierro III .....  
 fosforo de sodio ..... hidróxido de calcio ..... óxido de plata .....  
agua de cal



Ejercicio	OH <sup>-1</sup> hidróxido	CN <sup>-1</sup>	O	F	S	Cl
10						
Na	1	5	9	13	17	21
Ca	2	6	10	14	18	22
Al	3	7	11	15	19	23
Sn	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 11 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                            |                            |                                 |
|----------------------------|----------------------------|---------------------------------|
| ácido hipocloroso .....    | sulfato de magnesio .....  | cromato de amonio .....         |
| fosfato de calcio .....    | clorato de potasio .....   | hipoclorito de cobalto II ..... |
| carbonato de sodio .....   | hipofosfito de sodio ..... | yoduro de plata .....           |
| nitrate de estroncio ..... | períodato de bario .....   | permanganato de sodio .....     |
| manganato de potasio ..... | cloruro de fierro II ..... | sulfito ácido de sodio .....    |
| yodato de magnesio .....   | yoduro férrico .....       | bromato férrico .....           |

Ejercicio 40b Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                             |                              |                                |
|-----------------------------|------------------------------|--------------------------------|
| arsenito de magnesio .....  | sulfato de plomo II .....    | sulfocianuro de sodio .....    |
| hipoclorito ferroso .....   | sulfato ácido de sodio ..... | hidróxido de potasio .....     |
| bromato de sodio .....      | fluoruro de calcio .....     | fosfato dicálcico .....        |
| nitrito de potasio .....    | hipofosfito de sodio .....   | nitrato de plata .....         |
| carbonato de aluminio ..... | anhídrido sulfuroso .....    | carbonato ácido de sodio ..... |
| cianuro de potasio .....    | bromato de sodio .....       | sulfato de aluminio .....      |

Ejercicio 12 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                                   |                                   |                             |
|-----------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------|
| hidróxido de fierro II .....      | sulfuro de manganeso II .....     | nitrato de cobalto II ..... |
| fosfito de calcio .....           | sulfato ácido de calcio .....     | bicarbonato de calcio ..... |
| carbonato de amonio .....         | hidróxido ferroso .....           | dicromato de potasio .....  |
| sulfuro de magnesio .....         | nitrito de aluminio .....         | fosfato de calcio .....     |
| nitrate cobaltoso .....           | carbonato ácido de magnesio ..... | nitrato de cobalto II ..... |
| sulfato ácido de fierro III ..... | cloruro férrico .....             | nitrato cobáltico .....     |

Ejercicio 45b Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                               |                             |                             |
|-------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| hipoclorito de calcio .....   | sulfuro de zinc .....       | bromito de calcio .....     |
| sulfato de sodio .....        | carburo de silicio .....    | sulfato de cobre II .....   |
| clorato de potasio .....      | fosfato de aluminio .....   | nitrito de cadmio .....     |
| permanganato de potasio ..... | cromato de potasio .....    | sulfito de fierro II .....  |
| arseniato de plomo II .....   | peróxido de hidrógeno ..... | nitrato de sodio .....      |
| yodato de zinc .....          | hidruro de litio .....      | seleniuro de aluminio ..... |

Ejercicio	Na	Ca	NH <sub>4</sub>	Ba	H	Al
13						
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1	5	9	13	17	21
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	2	6	10	14	18	22
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	3	7	11	15	19	23
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4	8	12	16	20	24



Ejercicio 17	Na	Cd	Al	NH <sub>4</sub>	H	Fe <sup>3+</sup>
MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1	5	9	13	17	21
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	2	6	10	14	18	22
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	3	7	11	15	19	23
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 18	Mn <sup>2+</sup>	Rb	Ni <sup>3+</sup>	H	K	Ca
BrO <sub>4</sub> <sup>1-</sup>	1	5	9	13	17	21
BrO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	2	6	10	14	18	22
BrO <sub>2</sub> <sup>1-</sup>	3	7	11	15	19	23
BrO <sub>1</sub> <sup>1-</sup>	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 19	H	Ca	NH <sub>4</sub>	Ba	K	Al
SO <sub>3</sub>	1	5	9	13	17	21
NO <sub>3</sub>	2	6	10	14	18	22
CO <sub>3</sub>	3	7	11	15	19	23
NO <sub>2</sub>	4	8	12	16	20	24

Ejercicio 20 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                             |                          |                            |
|-----------------------------|--------------------------|----------------------------|
| arseniato de potasio .....  | nitrito de sodio .....   | nitrate de plata .....     |
| arseniato de calcio .....   | nitrito de bario .....   | nitrate de fierro II ..... |
| arseniato de aluminio ..... | nitrito de galio .....   | nitrate de oro III .....   |
| sulfito de potasio .....    | carbonato de sodio ..... | cloruro de plata .....     |
| sulfito de calcio .....     | carbonato de bario ..... | cloruro de fierro II ..... |
| sulfito de aluminio .....   | carbonato de galio ..... | cloruro de oro III .....   |

Ejercicio 14a Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                                  |                                |                           |
|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------|
| ácido clorhídrico .....          | hipofosfito de fierro II ..... | carburo de aluminio ..... |
| nitruro de calcio .....          | sulfito de sodio .....         | nitrate de calcio .....   |
| permanganato de fierro III ..... | peróxido de sodio .....        | hidruro de sodio .....    |
| hipoclorito de sodio .....       | sulfuro de magnesio .....      | sulfuro ferroso .....     |
| sulfuro de fierro II .....       | carbonato de fierro II .....   | fosfito de potasio .....  |
| sulfito de bario .....           | sulfato ácido de calcio .....  | óxido de hidrógeno .....  |

Ejercicio 14b Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

- |                              |                             |                             |
|------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| carbonato de potasio .....   | nitrito de sodio .....      | bromuro de calcio .....     |
| nitrate de bario .....       | sulfato de potasio .....    | hipoclorito de calcio ..... |
| clorato de sodio .....       | manganato de zinc .....     | nitrate de potasio .....    |
| hipofosfito de litio .....   | fosfato de magnesio .....   | sulfito de níquel III ..... |
| periyodato de magnesio ..... | cloruro de fierro III ..... | carbonato de calcio .....   |
| cromato de potasio .....     | cloruro de fierro II .....  | yodato de amonio .....      |

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

Ejercicio 16	H	Al	Ba	Sn <sup>IV</sup>	Sn <sup>II</sup>	Li
ClO <sub>4</sub> <sup>1-</sup>	1	5	9	13	17	21
ClO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	2	6	10	14	18	22
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	3	7	11	15	19	23
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	4	8	12	16	20	24



Ejercicio 21 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

sulfato de amonio .....	permanganato de sodio .....	óxido de sodio .....	soda ash
sulfato de zinc .....	permanganato de cadmio .....	óxido de calcio .....	cal viva
sulfato de boro .....	permanganato de cerio III .....	óxido de hierro III .....	
clorito de amonio .....	hipoyodito de sodio .....	hidróxido de sodio .....	soda cáustica
clorito de zinc .....	hipoyodito de cadmio .....	hidróxido de calcio .....	cal apagada
clorito de boro .....	hipoyodito de cerio III .....	hidróxido de fierro III .....	

Ejercicio 22 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

bromato de potasio .....	nitrito de calcio .....	sulfuro de aluminio .....
cromito de potasio .....	nitrate de calcio .....	sulfuro ácido de aluminio .....
fosfito de potasio .....	sulfato de calcio .....	carbonato ácido de aluminio .....
fosfito ácido de potasio .....	sulfato ácido de calcio .....	carbonato de aluminio .....
fosfato de potasio .....	sulfito de calcio .....	hipobromito de aluminio .....
fosfato monoácido de potasio .....	sulfito ácido de calcio .....	cromato de aluminio .....

Ejercicio 23 Escribanse las fórmulas de los compuestos siguientes:

yodato de mercurio II .....	cloruro de sodio .....	fosfito de calcio .....
fosfato de calcio .....	clorato de potasio .....	sulfuro de sodio .....
nitrate de zinc .....	sulfato de calcio .....	hipoclorito de calcio .....
hidróxido de potasio .....	yodito de mercurio .....	óxido de potasio .....
cianuro de fierro III .....	nitrito de amonio .....	amoniaco .....
carbonato de calcio* .....	sulfito de sodio .....	ácido nitroso .....

\* Mármol, piedra caliza, conchas, caracoles, corales, perlas, etc.

TIPO DE REACCIONES QUIMICAS

OBJETIVO.- Efectuará reacciones Químicas de los Tipos: Combinación, Descomposición, Desplazamiento y Metátesis o Doble Desplazamiento; Escribiendo las - - Ecuaciones correspondientes :

Material.-

- 10 Tubos de ensaye
- 1 Pinza para tubo de ensayo
- 1 Espátula
- 1 Mechero
- 1 Crisol con tapa
- 1 Tripie
- 1 Triángulo de Porcelana

Reactivos

Mg	Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
C	
S	BaCl <sub>2</sub>
Fe	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
Zn	KI
Cu	Na <sub>2</sub> S
HgO	CuSO <sub>4</sub>
HCl	MnO <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

GENERALIDADES.- Las reacciones químicas se pueden clasificar en los siguientes tipos:

- a) Reacciones de Combinación
- b) Reacciones de Descomposición
- c) Reacciones de Desplazamiento Simple
- d) Reacciones de Doble Desplazamiento o Metátesis.

a) REACCIONES DE COMBINACION:-

Aquellas en que se forman una sustancia a partir de dos o más elementos.

b) REACCIONES DE DESCOMPOSICION:-

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



c) REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE:-

Reacciones en las que un elemento reacciona con un compuesto, entrando en combinación con uno de sus elementos y liberando el otro.

d) REACCION DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O METATESIS:-

Reacciones en las cuáles hay un intercambio de elementos ó Radicales entre los compuestos reactivos.

PROCEDIMIENTO:-

I.- REACCIONES DE COMBINACION :-

- 1.- Tome con unas pinzas un trozo de Magnesio y quémalo a la llama del Mechero.
- 2.- Coloque un gramo de carbono en el Crisol y añada 0.5 gramos de Azufre. Tápelolo y colóquelo en un triángulo de porcelana y caliéntelo y anote sus observaciones.

II.- REACCIONES DE DESCOMPOSICION:-

- 1.- Un tubo de ensaye limpio y seco, vierta una pequeña cantidad de HgO (sólido), caliente el tubo a la llama del mechero. Anote sus observaciones.
- 2.- Coloque 2 Ml. de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> en un tubo de ensaye y añada una pequeña cantidad de MnO<sub>2</sub> la cuál se utiliza como catalizador; coloque una astilla de madera con un punto de ignición en la boca del tubo para comprobar el desprendimiento de oxígeno.

III.- REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE:-

- 1.- Colocar 2 mls. de HCl.1M en un tubo de ensaye y añadir una pequeña cantidad de granalla de zinc. Dejar reaccionar, observar el desprendimiento de un gas.
- 2.- Vierta 10 ml. de solución de Hg (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en un tubo de ensaye e introduzca una laminilla limpia de cobre. Espere que reaccione. Saque la laminilla y límpiela con un trozo de tela ó papel.
- 3.- Coloque 10 ml. de una solución de CuSO<sub>4</sub> en un tubo de ensaye, introduzca una placa de zinc . Anote sus observaciones .

IV.- REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O METATESIS:-

- 1.- Mezcle 10 gotas de AgNO<sub>3</sub> y 10 gotas de HCl en un tubo de ensaye .
- 2.- Mezcle 10 gotas de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y 10 gotas de KI en un tubo de ensaye.
- 3.- Mezcle 10 gotas de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y 10 gotas de Na<sub>2</sub>S en un tubo de ensaye.
- 4.- Mezcle 10 gotas de BaCl<sub>2</sub> y 10 gotas de K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> en un tubo de ensaye.
- 5.- Mezcle 10 gotas de K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> y 10 gotas de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en un tubo de ensaye.

Anote sus observaciones :-

SESION No. 4

TIPO DE REACCIONES QUIMICAS

REPORTE DE LABORATORIO.

I.- REACCIONES DE COMBINACION:-

- 1.- Anote las observaciones de la reacción de Magnesio en Aire . Escriba la ecuación:-
- 2.- Anote las observaciones de la Reacción del Carbono y Azufre. Escriba y balancee la ecuación:-

II.- REACCIONES DE DESCOMPOSICION:-

- 1.- Cuáles son los productos de la reacción del HgO al ser calentado.
- 2.- Escriba y balancee la ecuación de la reacción que se presenta al calentar el H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> en presencia de MgO como catalizador.

III.- REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE:-

- 1.- Escriba y balancee la ecuación en la reacción entre el HCl y el zinc.
- 2.- Nombre que recibe el gas que se libera.
- 3.- ¿Cuál es la reacción del cobre con la solución de Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?
- 4.- ¿Qué sustancia es la que dá el aspecto plateado al cobre ?
- 5.- ¿Cuál es la reacción del zinc con la solución de CuSO<sub>4</sub> ?
- 6.-¿Qué le ocurre a la placa de zinc.?

IV.- REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O METATESIS :-

- 1.- Escriba las ecuaciones de las reacciones de metátesis
- 2.- Indique las Sales que precipitan y sus colores respectivos.





SESION No. 5

REACCIONES DE OXIDACION - REDUCCION

OBJETIVO:- Efectuará reacciones del tipo oxidación - reducción y realizará el balanceo de las mismas.

MATERIAL.-

- 4 Tubos de Ensayo
- 1 Pinza para tubo de ensayo
- 1 Gradilla

REACTIVOS.-

- Solución de  $KMnO_4$
- " de  $FeSO_4$
- " de  $Na_2S_2O_3$
- " de  $CuS$
- $HCl$
- $H_2SO_4$
- $H_2C_2O_4$  ( sólido )

GENERALIDADES:-

Por la oxidación se entiende la Pérdida de Electrones y por Reducción la ganancia de electrones. Ambos fenómenos tienen que ocurrir simultáneamente y las Reacciones en que hay oxidación - reducción ( Reacciones de Redox ) pueden describirse también como Reacciones de Transferencia de Electrones.

Ejemplo:-



En ésta reacción el átomo de calcio perdió dos electrones, se oxidó, convirtiéndose en un Ión  $Ca^{++}$ ,; el par de átomos de cloro adquirieron los dos electrones convirtiéndose en dos Iones cloruro (  $2Cl^-$  ).

PROCEDIMIENTO:-

- 1.- Coloque en un tubo de ensayo 10 gotas de  $KMnO_4$ , añada 10 gotas de  $FeSO_4$ , agite y agregue gota a gota  $H_2SO_4$ ; hasta observar cambios en la coloración.
- 2.- Colocar en un tubo de ensayo 10 gotas de  $CuS$ , agregue 10 gotas de  $HNO_3$  observar la formación de un precipitado.
- 3.- Colocar en un tubo de ensayo 10 gotas de  $KMnO_4$ , añada 10 gotas de  $H_2C_2O_4$ ; agregar  $H_2SO_4$  Hasta la desaparición del color.
- 4.- En un tubo de ensayo coloque 10 gotas de  $Na_2S_2O_3$ , agregue 10 gotas de  $HCl$  anote sus observaciones

SESION No. 5

REACCIONES DE OXIDACION - REDUCCION

REPORTE DE LABORATORIO.-

I.- Para cada una de las reacciones que realizó en el Laboratorio , conteste lo siguiente:

- 1.- Escriba las ecuaciones y el balanceo de las mismas
- 2.- Mencione cuál es la sustancia que se oxida y cuál se reduce.
- 3.- Anote sus observaciones

SESION No. 6

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCION

OBJETIVO:- Describa el efecto que tienen los catalizadores, la temperatura, -- concentración, superficie de contacto y la naturaleza de las sustancias sobre la velocidad de reacción:

MATERIAL.-

- 6 Tubos de Ensayo
- 1 Vaso de Precipitado
- 1 Gradilla
- 1 Mechero
- 1 Tripie
- 1 Tela de Asbesto

REACTIVOS .-

- Fe  $HCl$
- Mg  $H_2SO_4$
- $KIO_3$
- Zn  $NaHSO_3$
- Cu  $CuSO_4$





GENERALIDADES:- El término de Velocidad de Reacción, se utiliza para expresar la Mayor y Menor rapidez con que se producen las transformaciones químicas.

Los factores que influyen sobre la velocidad de las reacciones químicas son :

- a) Superficie de contacto
- b) Naturaleza de las sustancias
- c) Concentración
- d) Temperatura
- e) Catalizadores.

PROCEDIMIENTO:-

1.- NATURALEZA DE LAS SUSTANCIAS REACCIONANTES.-

- a) Deposite 20 gotas de HCl en dos tubos de ensaye
- b) En uno de los tubos ponga un clavo de fierro y en el otro ponga un pedazo de cinta de magnesio. Procure colocar los dos metales al mismo tiempo.
- c) Observe en cuál de los tubos es más rápido el desprendimiento de gas

2.- SUPERFICIE DE CONTACTO :-

- a) Deposite 20 gotas de HCl en dos tubos de ensaye
- b) En uno de los tubos coloque un clavo de fierro y en el otro fierro en polvo
- c) Anote las Observaciones

3.- CONCENTRACION :-

- a) Deposite 20 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en dos tubos de ensaye
- b) A uno de los tubos, agreguele 20 gotas de H<sub>2</sub>O.
- c) Deposite al mismo tiempo un gramo de zinc en polvo en cada uno de los tubos.
- d) Anote las Observaciones.

4.- TEMPERATURA .-

- a) En un tubo deposite 20 gotas de KIO<sub>3</sub> y en otro tubo deposite 20 gotas de NaHSO<sub>3</sub>.
- b) Mezcle ambas sustancias, midiendo el tiempo que tarda en aparecer la coloración.
- c) Repita el experimento anterior procurando calentar ( en baño María ) durante 5 minutos las sustancias que se van a mezclar. Mida el tiempo que tarda en aparecer la coloración.

5.- CATALIZADORES:-

- a) Ponga cierta cantidad de zinc en un tubo de ensaye y agregue H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hasta cubrir el zinc. Observe la reacción.
- b) Repita el procedimiento anterior añadiendo además de zinc pedacera de cobre. Observe la reacción.
- c) Repita el experimento del inciso a) de éste número 5 ; añadiendo 2 ó 3 Ml . de CuSO<sub>4</sub>, Observe la reacción.

SESION No. 6

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCION

REPORTE DE LABORATORIO

1.- Complete cada una de las siguientes reacciones.

- a) HCl + Fe ----->
- b) HCl + Mg ----->
- c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + Zn ----->
- d) KIO<sub>3</sub> + NaHSO<sub>3</sub> ----->

2.- Escriba las observaciones de cada uno de los experimentos que realizó.

a) Naturaleza de las Sustancias : \_\_\_\_\_

b) Superficie de Contacto : \_\_\_\_\_

c) Temperatura : \_\_\_\_\_

d) Catalizadores : \_\_\_\_\_



## " CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS "

## OBJETIVO PARTICULAR:

Aplicará los principios Estequiométricos en la realización de Cálculos Químicos.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1.1.- Definirá el Concepto de Estequiometría
- 3.1.2.- Aplicará en una reacción química la Ley de la Conservación de la Masa.
- 3.1.3.- Aplicará la Ley de las Proporciones Constantes en cualquier compuesto químico.
- 3.1.4.- Establecerá la relación que guarda la Ley de las Proporciones Múltiples con la formación de los compuestos.
- 3.1.5.- Definirá el Concepto de Mol.
- 3.1.6.- Relacionará las Leyes Fundamentales con el cálculo de:
  - a) Pesos Moleculares
  - b) Número de Moles
  - c) Composición Porcentual
  - d) Fórmulas Empíricas y Moleculares
- 3.1.7.- Resolverá problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.
  - a) Relación Mol a Mol
  - b) Relación Mol a Masa o Masa a Mol
  - c) Masa a Masa
- 3.1.8.- Calculará el reactivo limitante en una reacción química.

## INTRODUCCION

En la actualidad, casi todo el mundo sabe algo acerca de los átomos y cree en su existencia. Aunque Leucipo y Demócrito (en el siglo V.A.C.) supusieron que la materia está compuesta de partículas indivisibles que llamaron átomos. La Teoría Atómica no fue reafirmada hasta que se estudiaron los cambios químicos en forma cuantitativa. Estos estudios, realizados durante los siglos XVIII y XIX, se resumen en las leyes que describen a los cambios químicos: La Ley de la Conservación de la Materia, Ley de las Proporciones Constantes. Ley de las Proporciones Múltiples.

La Ley de la Conservación de la Masa puede ser considerada la primera Ley de la Combinación Química. Al final del siglo XVIII, Lavoisier, Joseph Proust y Richter determinaron mediante un análisis cuidadoso que en el cambio químico no solo se conserva la materia, sino que las cantidades de los elementos permanecían intactas.

El término Estequiometría procede del griego Stoicheion, que significa elemento. De modo estricto, se refiere a la determinación de las masas o pesos en que se combinan los elementos, en el sentido más amplio se aplica a las relaciones ponderales en las fórmulas y ecuaciones químicas.



OBJETIVO 3.1.1. DEFINIRA EL CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRIA

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

"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."

Entender perfectamente esta rama de la Química es el primer requisito necesario para dominar los procesos de los cambios químicos.

OBJETIVO 3.1.2. APLICARA EN UNA REACCION QUIMICA LA LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA.

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.

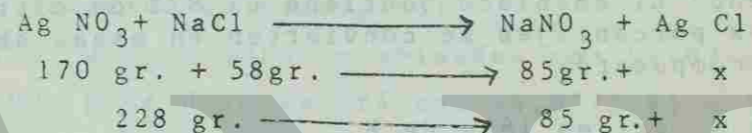
CONSERVACION DE LA MASA.- En el capítulo anterior se mencionó el hecho de que en las reacciones ordinarias no existe transformación apreciable de masa en energía. Esto quiere decir que los productos de las reacciones químicas tienen en total la misma masa que las sustancias iniciales o reaccionantes. 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, óxido de magnesio. Comparando las masas inicial y final se ve que no ha habido variación alguna.

El químico alemán Lavoit, 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y el sulfato ferroso (FeSO<sub>4</sub>) para dar plata libre (Ag) y sulfato férrico Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. 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.

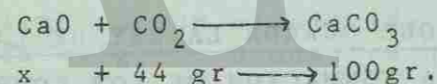
El cambio de masa observado por él fue una pérdida de 1,30.10<sup>-4</sup> g para una masa inicial de 170 g. Tan minúscula pérdida, inferior a una parte por millón, resultaba más pequeña que los errores de medida. "Otros experimentos, hechos con el mismo cuidado, han permitido establecer la ley de la Conservación de la Masa: en las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable."

Ejemplo 1.- Si 170 gramos de nitrato de plata reaccionan con 58 gramos de cloruro de sodio para obtener 85 gramos de nitrato de sodio y cloruro de plata. Determine la cantidad de cloruro de plata que se obtuvieron. La reacción es la siguiente:



$$\begin{aligned} x &= \text{gr. de AgCl} = 228 \text{ gr} - 85 \text{ gr.} \\ \text{gr. de Ag Cl obtenidos} &= 143 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Ejemplo 2.- Si 44 gr. de CO<sub>2</sub> reaccionan con CaO para producir 100 gr. de CaCO<sub>3</sub>. Determine la cantidad de CaO que se necesitó.



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

OBJETIVO 3.1.3. APLICARA LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES EN CUALQUIER COMPUESTO QUIMICO.

En la formación de un compuesto se observa que la cantidad de un elemento que se combina con una masa determinada de otro es siempre la misma. En otras palabras, dada una masa de sodio, p. ej., la masa de cloro que hace falta para combinarse con ella y formar cloruro sódico es siempre igual, sin que importe la cantidad de cloro disponible en la mezcla reaccionante. Concretando: 1,00 g. de sodio solo utiliza 1,54 g. de cloro, aunque a su disposición 10g, p. ej. "Esto nos aclara el significado de la Ley de la Composición Definida, llamada también Ley de las Proporciones Definidas que establece lo siguiente: "Un compuesto químico está formado por la combinación de las masas de sustancias elementales en una proporción fija".

El hecho de que los elementos se combinen en proporciones fijas significa también que los cuerpos compuestos han de tener composiciones características. Así, p. ej., el análisis del cloruro sódico, -



obtenido por electrólisis de la sal fundida, nos conduce siempre al 39% de sodio y 61% de cloro, en masa. También tienen composición definida los compuestos de más de dos elementos: el carbono cálcico, p. ej., que se halla en la naturaleza como mineral calcita, consta de 40% de calcio, 12% de carbono y 48% de oxígeno. Toda desviación de este porcentaje indica la presencia de impurezas.

Dado que la Ley de la Composición Definida está sólidamente establecida, se podrá utilizar como base para las predicciones de tipo cuantitativo, como se ve en los ejemplos siguientes:

Ejemplo 1.- Cuando el magnesio arde en el seno del oxígeno, 1,52 g de aquél se combinan con 1,00 g. de éste. ¿Cuántos gramos se combinarán con 12,2 de magnesio?

1,52 g de Mg necesitan 1,00 g de O.  
1,00 g de Mg necesitará  $1,00/1,52$  g de O.  
12,2 g de Mg necesitarán  $(12,2) (1,00/1,52) = 8,03$  g de O

Ejemplo 2.- ¿Cuánto amoníaco puede obtenerse a partir de 12 g de nitrógeno y 12 g de hidrógeno? El amoníaco contiene el 82% de nitrógeno y el 18% de hidrógeno. (Los porcentajes se convierten en masas absolutas si se toman 100 g del compuesto).

82 g de N exigen 18 g de H.  
1,0 g de N exigirá  $18/82$  g de H.  
12 g de N exigirán  $(12) (18/82) = 2,6$  g de H.

Por tanto, la masa del amoníaco obtenido será 12 g. de nitrógeno más 2,6g. de hidrógeno, es decir, 15 g (considerando las cifras exactas que deben tomarse).

OBJETIVO 3.1.4. ESTABLECERA LA RELACION QUE GUARDA LA LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES CON LA FORMACION DE LOS COMPUESTOS.

Bajo condiciones diferentes, dos elementos dados pueden reaccionar originando distintos compuestos. Se ha hallado experimentalmente que existe una relación sencilla entre las masas de estos elementos, expresada por la Ley de las proporciones múltiples. Antes de enunciarla, procederemos a examinar algunos hechos básicos. Los elementos plomo y oxígeno forman, bajo determinado conjunto de circunstancias, el compuesto denominado litargirio, sólido de color amarillo anaranjado que se utiliza en el vidriado de la cerámica; en otras condiciones distintas se combinan dando minio, sustancia con que se fabrica la pintura destinada a proteger las estructuras de hierro y acero. Se puede comprobar que la masa de oxígeno combinada en el litargirio con una unidad másica de plomo está en una relación muy sencilla con la combinada en el minio con la misma unidad de plomo (es decir, que la relación es igual a la de dos números enteros pequeños). Concretando: con 1,00 g de plomo hay combinados 0,0772 g de oxígeno en el litargirio y 0,103 g en el minio. La relación  $0,0772/0,103$  es  $0,750$  o sea,  $3/4$ .

"La ley de las proporciones múltiples establece que, en una serie de compuestos entre los mismos elementos A y B, las masas de A combinadas con la unidad másica de B están en una relación sencilla". Debe observarse que la ley de las proporciones múltiples, al igual que las otras dos leyes de las transformaciones químicas, se refiere a masas, y que por ello se comprueba realizando fáciles mediciones.

Los elementos hidrógeno y oxígeno reaccionan normalmente dando agua; pero, en presencia de una descarga eléctrica de elevada energía, pueden originar peróxido de hidrógeno. El agua contiene el 11,2% de hidrógeno y el 88,8% de oxígeno, mientras que el peróxido de hidrógeno contiene, respectivamente, el 59,3% y el 94,07%. Demuéstrese que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

En el agua:

11,2 g de H están combinados con 88,8 g de O  
1,00 g de H lo estará con  $88,8/11,2 = 7,93$  g de O

En el peróxido de hidrógeno:

5,93 g de H están combinados con 94,07 g de O  
1,00 g de H lo estará con  $94,07/5,93 = 15,9$  g de O

Resulta que en el peróxido de hidrógeno está combinado con 15,9 g de oxígeno, mientras que en el agua lo está con 7,93 g; aquél número es el doble de éste.

El monóxido de carbono contiene 42,85% de carbono y 57,15% de oxígeno, mientras que el dióxido de carbono contiene 27,27% de carbono y 72,73% de oxígeno. Demuestre que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

En el monóxido de carbono:

42,85gr. de C están combinados con 57,15 gr. de O  
1 gr. de C lo estará con  $57,15/42,85 = 1,33$  gr de O

En el dióxido de carbono:

27,27 gr. de C están combinados con 72,73 gr. de O  
1 gr. de C lo estará con  $72,73/27,27 = 2,66$  gr. de O

Ahora bien, la relación entre las cantidades de oxígeno que reaccionan es de 1,33 a 2,66, es decir, de 1 a 2.



OBJETIVO 3.1.5. DEFINIRA EL 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,  $N_A$ ". 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 ( $3 \times 10^9$ ) de habitantes en la Tierra, hay 200 billones ( $2 \times 10^{14}$ ) 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

$$\frac{\# \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

En la tabla 2.1. se da una lista de los pesos atómicos y el número de gramos por mol para los diferentes elementos. La tabla periódica de los elementos (ver la cubierta inferior) comúnmente proporciona el símbolo y el valor numérico del número de gramos por mol para cada elemento. La tabla periódica sirve como una buena fuente del número de gramos por mol de un elemento, que se refiere a las masas relativas del número de Avogadro de átomos de los elementos. Para determinar el número de gramos por mol de un elemento puede localizarse el elemento en la tabla y utilizar el valor numérico como la masa relativa de ese elemento. Por ejemplo, hallemos el sodio (Na) en la tabla, decimos que se tienen 23.0 (para la aproximación de una regla de cálculo) gramos por mol de sodio o

$$\frac{23.0 \text{ g}}{1 \text{ Mol Na}}$$

Debido a que normalmente se trabaja con cantidades de sustancias en gramos, nos es mucho más útil el número de gramos por mol de un elemento que el peso atómico. Si no es necesario utilizar todos los dígitos dados en la Tabla para la Masa relativa de un elemento se puede redondear al número de cifras que se desee.

TABLA 2.1

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	IX	X	XIA	IVA	VA	VI A	VII A	VIIIA	VIIIA	
1 H 1.00797															1 H 1.00797	2 He 4.0026	
3 Li 6.939	4 Be 9.0122										5 B 10.811	6 C 12.01115	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.183	
11 Na 22.9898	12 Mg 24.312										13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	
19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.54	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.58	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.909	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.870	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9044	54 Xe 131.30
55 Cs 132.905	56 Ba 137.34	57 *La 138.91	72 Hf 178.48	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 †Ac (227)															

* Serie de los lantánidos	58 Ce 140.12	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm (147)	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.924	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
+ Serie de los actínidos	90 Th 232.038	91 Pa (231)	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lw (261)

( ) Indica los isótopos más estables o los mejor conocidos



OBJETIVO 3:1.6.- RELACIONARA LAS LEYES FUNDAMENTALES CON EL CALCULO

DE:

- a) Pesos Moleculares
- b) Número de Moles
- c) Composición Porcentual
- d) Fórmulas Empíricas ó Mínimas

A) PESOS MOLECULARES.- Se denomina peso molecular al peso de una molécula de cualquier sustancia en unidades de peso atómico, y se puede calcular sumando los pesos atómicos de los elementos que forman la molécula, tomando en cuenta el número de átomos de cada uno de los elementos que la forman.

Podemos tener moléculas formadas por átomos del mismo elemento ó por átomos de diferentes elementos. Así, el peso molecular del Cl<sub>2</sub> se calcula de la siguiente manera:

$$\text{Peso atómico del Cl (Tabla 2.1.)} = 35.45 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Peso molecular de Cl}_2 = 2(35.45 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}) = 70.90 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Por otra parte, el peso molecular de ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) se calcula de la siguiente manera:

$$\text{Peso del H} = 2 \times \text{peso atómico del H} = 2 \times 1.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 2.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Peso del C} = 1 \times \text{peso atómico del C} = 1 \times 12.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 12.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Peso del O} = 3 \times \text{peso atómico del O} = 3 \times 16.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 48.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Suma de pesos} = \text{peso molecular} = 62.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

B) NUMERO DE MOLES.- El número de moles de un elemento ó de un compuesto que están contenidos en cierto número de gramos de ese elemento o compuesto se puede determinar aplicando la siguiente fórmula:

$$N = \frac{M}{\text{P.M.}}$$

Donde:

N = número de moles

M = masa en gramos

P.M. = peso molecular

EJEMPLO.- Determine el número de moles contenidos en 48 gr. de O<sub>2</sub>.  
Peso atómico del oxígeno = 16  $\frac{\text{gr}}{\text{mol}}$

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

EJEMPLO.- Determine el número de moles contenidos en 775 gr de Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.

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

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

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

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

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

$$M = N \times \text{P.M.}$$

EJEMPLO.- ¿Cuál es la masa de 5 moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

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

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

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

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

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

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 por 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.

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

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.

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

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.

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

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.

C) **COMPOSICION PORCENTUAL.** - Algunas veces es conveniente expresar la constitución de un compuesto en términos del porcentaje de cada elemento presente en el compuesto. Dado que hay una relación entre la masa y el número de moles, puede usarse la fórmula del compuesto, que da el número de moles de cada elemento constituyente para determinar el porcentaje en masa de cada elemento presente.

El porcentaje en masa de cualquier elemento se puede encontrar multiplicando el peso atómico del elemento por el subíndice que tiene en la fórmula y dividiendo entre el peso molecular del compuesto.

El resultado debe multiplicarse por 100 para expresarlo en porcentaje.

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

EJEMPLO: ¿Cuál es la composición en porcentaje del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

$$\text{P.M. Al}_2\text{O}_3 = (2 \times \text{peso atómico del Al}) + (3 \times \text{peso atómico del O})$$

$$\text{P.M. Al}_2\text{O}_3 = (2 \times 27 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (3 \times 16)$$

$$\text{P.M. Al}_2\text{O}_3 = 102 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

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

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

D) **FORMULAS EMPIRICAS Y MOLECULARES** 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,  $\text{H}_2\text{O}$ , 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.

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:

$$\frac{0.681 \text{ moles Cr}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{1.004 \text{ moles Cr}}{1 \text{ mol K}}$$

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

A partir de las razones molares, puede verse que la fórmula es  $KCrO_{3.5}$ . 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  $K_2Cr_2O_7$ . 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.

Determinar la fórmula empírica de un compuesto que consiste de 12.80% de carbono, 2.10% de hidrógeno y 85.1% de bromo.

DETERMINACION DE FORMULAS MOLECULARES :

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

La fórmula molecular es siempre igual a : ( fórmula empírica)<sup>n</sup>, 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 dió como resultado un contenido en masa de carbono de 92.3 por ciento. 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:

$$\frac{92.3 \text{ g} \times 1.00 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ g}} = 7.69 \text{ moles de C/100 g de compuesto}$$

Para el hidrógeno:

$$\frac{7.7 \text{ g} \times 1.00 \text{ mol de H}}{1.00 \text{ g}} = 7.7 \text{ moles de H/100 g de compuesto}$$

La fórmula empírica es entonces:

$$C_{7.7/7.7} H_{7.7/7.7} = C_1 H_1 = CH$$

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  $(CH)_6$  ó  $C_6H_6$ .

OBJETIVO 3.1.7.- RESOLVERA PROBLEMAS SOBRE RELACIONES PONDERALES EN LAS REACCIONES QUIMICAS:

- a) RELACION MOL A MOL
- b) RELACION MOL A MASA O MASA A MOL
- c) RELACION MASA A MASA.

a) RELACION MOL A MOL:

EJEMPLO: I.-

El  $NH_3$  reacciona con el  $O_2$  para producir  $N_2$  y  $H_2O$  de acuerdo a la siguiente ecuación :



Determine cuántos moles de  $O_2$  será necesario para producir 5 moles de  $N_2$ .

1°- METODO:

La ecuación química indica que para producir 2 moles de  $N_2$  se necesitan 3 moles de  $O_2$ , entonces la relación estequiométrica (R.E.) será 3 moles  $O_2$ , entonces:

$$NO_2 = \frac{3 \text{ moles } O_2}{2 \text{ moles } N_2} \times 5 \text{ moles } N_2 = 7.5 \text{ moles } O_2$$

2°- METODO:

Sea X = número de moles de  $O_2$  necesarios para producir 5 moles de  $N_2$ . El problema se expresa así: 3 moles de  $O_2$  producen 2 moles de  $N_2$ , X moles de  $O_2$  producirán 5 moles de  $N_2$ ; en forma de proporción:

$$\frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } N_2} = \frac{X}{5 \text{ moles de } N_2}; \text{ despejando x quedará:}$$

$$x = \left( \frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } N_2} \right) (5 \text{ moles de } N_2)$$

$$x = 7.5 \text{ moles de } O_2$$



3°. Método:

Como en el método anterior, x = número de moles de O<sub>2</sub> necesarios para producir 5 moles de N<sub>2</sub>. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 5 moles de N<sub>2</sub> y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivas hasta obtener las unidades de moles de O<sub>2</sub> deseadas:

$$x = (5 \text{ moles de N}_2) \left( \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de N}_2} \right)$$

$$X = 7.5 \text{ moles de O}_2$$

b) RELACION MOL A MASA O MASA A MOL.

Ejemplo 2.-

El Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> reacciona con el C para producir Fe y CO<sub>2</sub> de acuerdo a la siguiente reacción:



Determine cuántos gramos de Fe se producirán si se hacen reaccionar 5 moles de C.

1o. Método:

La ecuación química indica que 3 moles de C producen 4 moles de Fe, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será  $\frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}}$ , entonces:

$$n_{\text{Fe}} = (n_{\text{C}}) (\text{R.E.}) = (5 \text{ moles de C}) \left( \frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}} \right)$$

$$n_{\text{Fe}} = 6.66 \text{ moles de Fe}$$

Como la respuesta se debe expresar en gramos, utilizaremos la fórmula:  $m = n(\text{p.m.})$ , el peso molecular (p.m.) del Fe es directamente su peso atómico, es decir 56 gr/mol, entonces:

$$m_{\text{Fe}} = (n_{\text{Fe}}) (\text{p.m. Fe}) = (6.66 \text{ moles Fe}) \left( \frac{56 \text{ gr Fe}}{\text{mol Fe}} \right)$$

$$m_{\text{Fe}} = 372.96 \text{ gr. Fe}$$

2o. Método:

Sea x = el número de moles de Fe producidos a partir de 5 moles de C. El problema se expresa así: 3 moles de C producen 4 moles de Fe, 5 moles de C producirán x moles de Fe; en forma de proporción:

$$\frac{3 \text{ moles de C}}{4 \text{ moles de Fe}} = \frac{5 \text{ moles de C}}{x} \text{ despejando } x, \text{ quedará:}$$

$$x = (5 \text{ moles de C}) \left( \frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}} \right)$$

$$x = 6.66 \text{ moles de Fe}$$

Sea X' = gramos de Fe contenidos en 6.66 moles de Fe. El problema se expresa así: 1 mol de Fe tiene una masa de 56 gramos, 6.66 moles de Fe tienen una masa de X' gramos; en forma de proporción:

$$\frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ gr. Fe}} = \frac{6.66 \text{ mol Fe}}{x'} \text{ despejando } x', \text{ quedará:}$$

$$x' = (6.66 \text{ mol Fe}) \left( \frac{56 \text{ gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \right)$$

$$x' = 372.96 \text{ gr. Fe}$$

3o. Método:

Sea x = gramos de Fe producidos a partir de 5 moles de C. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 5 moles de C y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de gramos de Fe deseadas:

$$x = (5 \text{ moles de C}) \left( \frac{4 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles C}} \right) \left( \frac{56 \text{ gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \right)$$

$$x = 372.96 \text{ Gr. Fe}$$

Nota:

El factor  $\frac{4 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles C}}$  se obtiene de la ecuación química.

El factor  $\frac{56 \text{ gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}}$  representan los gramos de Fe contenidos en 1 mol de Fe.

Ejemplo: 3.-

El gas C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> reacciona con el O<sub>2</sub> para producir CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Cuántos moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> se necesitarán para producir 264 gramos de CO<sub>2</sub>.

La ecuación balanceada es:  $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$



1o. Método:

Lo primero que haremos será encontrar el número de moles que están contenidos en 264gr. de CO<sub>2</sub>.

Para esto utilizaremos la fórmula  $n = \frac{m}{p.m.}$ , el peso molecular (p.m.) del CO<sub>2</sub> será:

$$p.m.CO_2 = (12 \times 1) + (16 \times 2)$$

p.m.CO<sub>2</sub> = 44 gr/mol, aplicando la fórmula tendremos:

$$n_{CO_2} = \frac{264 \text{ gr. } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2} = 6 \text{ moles de } CO_2$$

La ecuación química indica que se necesitan 2 moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> para producir 4 moles de CO<sub>2</sub>, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será

2 moles C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, entonces:  
4 moles CO<sub>2</sub>

$$n_{C_2H_6} = (n_{CO_2}) (R.E.) = (6 \text{ moles } CO_2) \left( \frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2} \right)$$

$$n_{C_2H_6} = 3 \text{ moles } C_2H_6$$

2o. Método:

Sea x = número de moles contenidos en 264 gr. de CO<sub>2</sub>. El problema se expresa así: 1 mol de CO<sub>2</sub> tiene una masa de [(12x1) + (16x2)] = 44 gr., x moles de CO<sub>2</sub> tendrán una masa de 264 gramos; en forma de proporción:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2} = \frac{x}{264 \text{ gr. } CO_2}; \text{ despejando } x, \text{ quedará:}$$

$$x = (264 \text{ gr. } CO_2) \left( \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2} \right)$$

$$x = 6 \text{ moles } CO_2$$

Sea x' = número de moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> que se necesitan para producir 6 moles de CO<sub>2</sub>. El problema se expresa así: 2 moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> producen 4 moles de CO<sub>2</sub>, x' moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> producen 6 moles de CO<sub>2</sub>; en forma de proporción:

$$\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2} = \frac{x'}{6 \text{ moles } CO_2}; \text{ despejando } x', \text{ quedará:}$$

$$x' = (6 \text{ moles } CO_2) \left( \frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2} \right)$$

$$x' = 3 \text{ moles } C_2H_6$$

3o. Método:

Sea x = número de moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> necesarias para producir 264gr. de CO<sub>2</sub>. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 264 gr. de CO<sub>2</sub> y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> deseadas:

$$x = (264 \text{ gr. } CO_2) \left( \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2} \right) \left( \frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2} \right)$$

$$x = 3 \text{ moles } C_2H_6$$

Nota:

El factor  $\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr } CO_2}$  representa los gramos de CO<sub>2</sub> contenidos en 1 mol de CO<sub>2</sub>.

El factor  $\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}$  se obtiene de la ecuación química.

c). RELACION MASA A MASA.-

Ejemplo: 4.-

El NaOH se prepara comercialmente mediante la reacción del Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> con Ca(OH)<sub>2</sub>. ¿Cuántos gramos de NaOH pueden obtenerse si se tratan 700gr. de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> con Ca(OH)<sub>2</sub> necesario? La ecuación balanceada es:



1o. Método:

El primer paso será encontrar el número de moles que están contenidas en 700 gr. de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Para esto utilizaremos la fórmula:

$n = \frac{m}{p.m.}$ , el peso molecular (p.m.) del Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> será:

$$p.m.Na_2CO_3 = (23 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = 106 \text{ gr/mol}$$

Aplicando la fórmula tendremos:

$$n_{Na_2CO_3} = \frac{700 \text{ gr. } Na_2CO_3}{106 \text{ gr. } Na_2CO_3} = 6.603 \text{ moles } Na_2CO_3$$

La ecuación química indica que se producen 2 moles de NaOH a partir de 1 mol de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será 2 moles NaOH, entonces:  
1 mol Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>



$$n_{\text{NaOH}} = (n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}) (\text{R.E.}) = (6.603 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3) \left( \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right)$$

$$n_{\text{NaOH}} = 13.206 \text{ moles NaOH}$$

Como la respuesta se debe expresar en gramos, utilizaremos la fórmula:  
 $M = (n) (\text{p.m.})$ , el peso molecular (p.m.) del NaOH es:

$$\text{P.m. NaOH} = (23 \times 1) + (16 \times 1) + (1 \times 1) = 40 \text{ gr/mol, entonces:}$$

$$M_{\text{NaOH}} = (13.206 \text{ moles NaOH}) \left( \frac{40 \text{ gr NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right)$$

$$M_{\text{NaOH}} = 528.24 \text{ gr. NaOH}$$

2o. Método:

Sea  $x$  = número de moles contenidos en 700 gr. de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . El problema se expresa así: 1 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  tiene una masa de  $[(23 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3)] = 106 \text{ gr.}$ ;  $x$  moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  tendrán una masa de 700 gr; en forma de proporción:

$$\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3} = \frac{x}{700 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3}; \text{ despejando } x, \text{ quedará:}$$

$$x = (700 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3) \left( \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3} \right)$$

$$x = 6.603 \text{ moles de Na}_2\text{CO}_3$$

Sea  $x'$  = número de moles de NaOH obtenidos a partir de 6.603 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . El problema se expresa así: 1 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  producen 2 moles de NaOH, 6.603 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  producen  $x'$  moles de NaOH; en forma de proporción:

$$\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ mol Na OH}} = \frac{6.603 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{x'}; \text{ despejando } x', \text{ quedará:}$$

$$x' = (6.603 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3) \left( \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right)$$

$$x' = 13.206 \text{ mol NaOH}$$

Sea  $x''$  = número de gramos de NaOH contenidos en 13.206 moles de NaOH. El problema se expresa así: 1 mol de NaOH tiene masa de  $[(23 \times 1) + (16 \times 1) + (1 \times 1)] = 40 \text{ gramos}$ , 13.206 moles de NaOH tendrán una masa de  $x''$  gramos; en forma de proporción:

$$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ gr. NaOH}} = \frac{13.206 \text{ mol NaOH}}{x''}; \text{ despejando } x'', \text{ quedará:}$$

$$x'' = (13.206 \text{ mol Na OH}) \left( \frac{40 \text{ gr. NaOH}}{1 \text{ mol Na OH}} \right)$$

$$x'' = 528.24 \text{ gr. NaOH}$$

3o. Método:

Sea  $x$  = número de gramos de NaOH obtenidos a partir de 700 gr. de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que  $x$  se iguala a 700 gr. de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de gramos de NaOH deseadas:

$$x = (700 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3) \left( \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3} \right) \left( \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right) \left( \frac{40 \text{ gr. NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right)$$

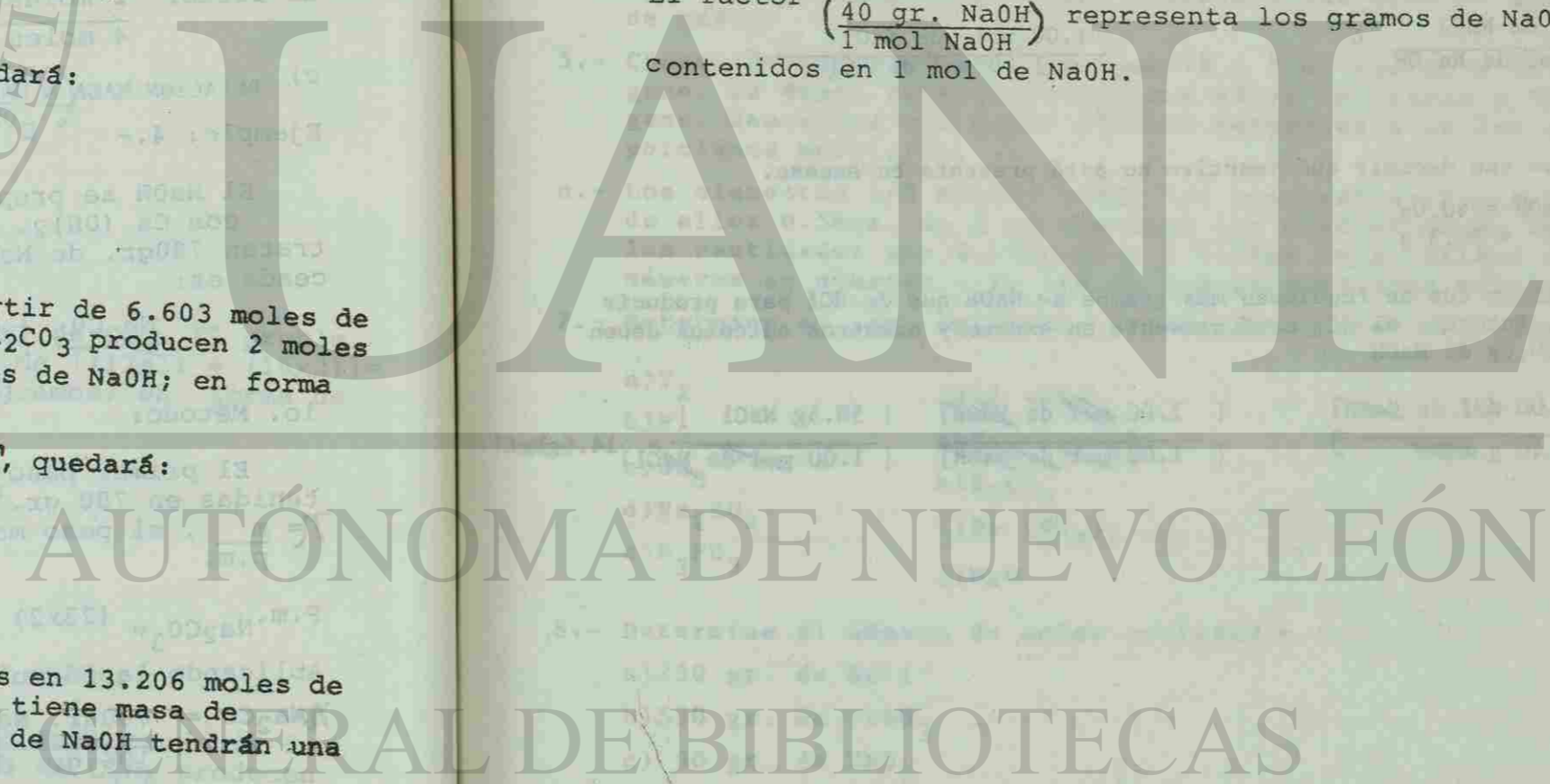
$$x = 528.24 \text{ gr. NaOH}$$

Nota:

El factor  $\left( \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3} \right)$  representa los gramos de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  contenidos en 1 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

El factor  $\left( \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right)$  se obtiene de la ecuación química.

El factor  $\left( \frac{40 \text{ gr. NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right)$  representa los gramos de NaOH contenidos en 1 mol de NaOH.



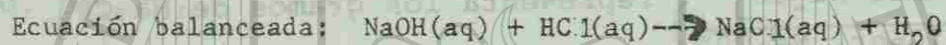


OBJETIVO.- 3.1.8.- CALCULAR EL REACTIVO LIMITANTE EN UNA REACCION QUIMICA:

PROBLEMAS CON REACTIVO LIMITANTE:-

Muchas preparaciones de laboratorio emplean comúnmente un exceso de uno de los reactivos. Por lo tanto, los cálculos para determinar la cantidad de producto esperado deberían basarse en el reactivo que no esté presente en exceso, es decir aquel que se utilice completamente en la reacción. Este reactivo es llamado reactivo -- limitante.

Ejemplo : Reactivo limitante. 10.0g de NaOH(aq) se hacen reaccionar con 10.0g. de HCl (aq) para dar agua y NaCl(aq). ¿Cuánto NaCl se forma?



Datos molares: 1 mol 1 mol 1 mol

¿Qué factor molar debemos utilizar para resolver el problema?

$$\frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}} \quad \text{o} \quad \frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de HCl}}$$

Primero tenemos que decidir qué reactivo no está presente en exceso.

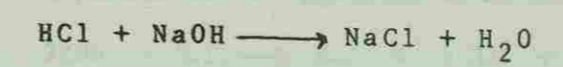
1 mol de NaOH = 40.0g  
1 mol de HCl = 36.5 g

Estos datos muestran que se requieren más gramos de NaOH que de HCl para producir una mol de NaCl. Entonces el HCl está presente en exceso y nuestros cálculos deben basarse en los 10.0g de NaOH

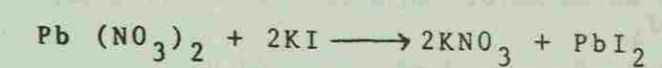
$$10.0 \text{ g NaOH} \left[ \frac{1.00 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \right] \left[ \frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}} \right] \left[ \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaCl}} \right] = 14.6 \text{ g NaCl}$$

ACTIVIDADES

1.- Reaccionan 36 gr. de HCl con 40 gr. de NaOH para producir 18 gr. de H<sub>2</sub>O y NaCl. ¿Cuántos gramos de NaCl se deben obtener si la reacción es:



2.- Se combinan 331 gr. de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> con KI para producir 202gr. de KNO<sub>3</sub> y 461 gr. de PbI<sub>2</sub>. ¿Cuántos gramos de KI se necesitarán si la reacción es:



3.- Si 5.62gr. de silicio se combinan con 6.4gr. de oxígeno. ¿Cuántos gramos de silicio se combinarán con 10.64 gr. de oxígeno?

4.- Una muestra de sal contiene 0.224 gr. de sodio y 0.346gr. de cloro. ¿Cuántos gramos de cloro contendrá una muestra que tiene 1.36gr de sodio?

5.- Cierta óxido de hierro contiene 77.7 % de hierro y 22.3% de oxígeno. Un óxido diferente contiene 69.9% de hierro y 30.1% de oxígeno. Demuestre que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

6.- Los elementos AyB pueden formar dos compuestos diferentes. En uno de ellos 0.58gr. de A se combinan con 0.42 gr de B; en el otro las cantidades son 0.18gr de A y 0.26gr de B. Aclare cómo estos números se ajustan a la ley de las proporciones múltiples.

7.- Determine el peso molecular de las siguientes moléculas:

- a) F<sub>2</sub>
- b) P<sub>5</sub>
- c) NH<sub>3</sub>
- d) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>
- f) Al(OH)<sub>3</sub>
- g) Ca<sub>3</sub>(AsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- h) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- i) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- j) MgO

8.- Determine el número de moles contenidos en:

- a) 230 gr. de Na I
- b) 520 gr. de PbSO<sub>3</sub>
- c) 90 gr. de HNO<sub>3</sub>
- d) 150 gr. de K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



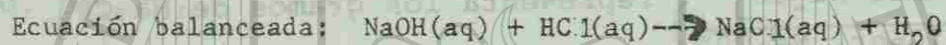


OBJETIVO.- 3.1.8.- CALCULAR EL REACTIVO LIMITANTE EN UNA REACCION QUIMICA:

PROBLEMAS CON REACTIVO LIMITANTE:-

Muchas preparaciones de laboratorio emplean comúnmente un exceso de uno de los reactivos. Por lo tanto, los cálculos para determinar la cantidad de producto esperado deberían basarse en el reactivo que no esté presente en exceso, es decir aquel que se utilice completamente en la reacción. Este reactivo es llamado reactivo -- limitante.

Ejemplo : Reactivo limitante. 10.0g de NaOH(aq) se hacen reaccionar con 10.0g. de HCl (aq) para dar agua y NaCl(aq). ¿Cuánto NaCl se forma?



Datos molares: 1 mol      1 mol      1 mol

¿Qué factor molar debemos utilizar para resolver el problema?

$$\frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}} \quad \text{o} \quad \frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de HCl}}$$

Primero tenemos que decidir qué reactivo no está presente en exceso.

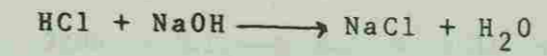
1 mol de NaOH = 40.0g  
1 mol de HCl = 36.5 g

Estos datos muestran que se requieren más gramos de NaOH que de HCl para producir una mol de NaCl. Entonces el HCl está presente en exceso y nuestros cálculos deben basarse en los 10.0g de NaOH

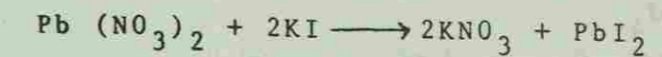
$$10.0 \text{ g NaOH} \left[ \frac{1.00 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \right] \left[ \frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}} \right] \left[ \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaCl}} \right] = 14.6 \text{ g NaCl}$$

A C T I V I D A D E S

1.- Reaccionan 36 gr. de HCl con 40 gr. de NaOH para producir 18 gr. de H<sub>2</sub>O y NaCl. ¿Cuántos gramos de NaCl se deben obtener si la reacción es:



2.- Se combinan 331 gr. de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> con KI para producir 202gr. de KNO<sub>3</sub> y 461 gr. de PbI<sub>2</sub>. ¿Cuántos gramos de KI se necesitarán si la reacción es:



3.- Si 5.62gr. de silicio se combinan con 6.4gr. de oxígeno. ¿Cuántos gramos de silicio se combinarán con 10.64 gr. de oxígeno?

4.- Una muestra de sal contiene 0.224 gr. de sodio y 0.346gr. de cloro. ¿Cuántos gramos de cloro contendrá una muestra que tiene 1.36gr de sodio?

5.- Cierta óxido de hierro contiene 77.7 % de hierro y 22.3% de oxígeno. Un óxido diferente contiene 69.9% de hierro y 30.1% de oxígeno. Demuestre que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

6.- Los elementos AyB pueden formar dos compuestos diferentes. En uno de ellos 0.58gr. de A se combinan con 0.42 gr de B; en el otro las cantidades son 0.18gr de A y 0.26gr de B. Aclare cómo estos números se ajustan a la ley de las proporciones múltiples.

7.- Determine el peso molecular de las siguientes moléculas:

- a) F<sub>2</sub>
- b) P<sub>5</sub>
- c) NH<sub>3</sub>
- d) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>
- f) Al(OH)<sub>3</sub>
- g) Ca<sub>3</sub>(AsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- h) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- i) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- j) MgO

8.- Determine el número de moles contenidos en:

- a) 230 gr. de Na I
- b) 520 gr. de PbSO<sub>3</sub>
- c) 90 gr. de HNO<sub>3</sub>
- d) 150 gr. de K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





- 9.- Utilizando el número de avogadro determine el número de átomos que hay en cada una de las cantidades del problema anterior.
- 10.- Calcule la masa en gramos contenida en:
- a) 3 moles de  $H_2CO_3$
  - b) 7 moles de  $Na_3AsO_3$
  - c) 5 moles de  $LiCl$
  - d) 2 moles de  $Al_2O_3$
  - e) 0.8 moles de  $Mg(OH)_2$
- 11.- Determine la composición porcentual de los siguientes compuestos:
- a)  $Pb(OH)_2$
  - b)  $LiHCO_3$
  - c)  $CuS$
  - d)  $HgI_2$
  - e)  $HBr$
  - f)  $H_2SO_4$
  - g)  $K_2Cr_2O_7$
  - h)  $Mg_3(PO_3)_2$
  - i)  $KCl$
  - j)  $Fe(OH)_3$
- 12.- Determine el porcentaje de oxígeno presente en los siguientes compuestos:
- a)  $H_2O$
  - b)  $Fe(OH)_2$
  - c)  $Al_2O_3$
  - d)  $H_2CO_3$
  - e)  $KHSO_4$
- 13.- Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 56.4% de fósforo y 43.6% de oxígeno?
- 14.- Determine la fórmula empírica de un compuesto que contiene 79.9% de cobre y 20.1% de oxígeno?
- 15.- El análisis de un compuesto mostró que éste se hallaba constituido por 32.3% de sodio, 22.6% de azufre y 45.1% de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 16.- La ecuación para la obtención del fósforo en un horno eléctrico es:
- $$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$$
- Determine el número de moles de fósforo que se obtiene si se tratan 4 moles de  $SiO_2$ .
- 17.- El HCl se prepara a partir de la siguiente reacción:
- $$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$
- ¿ Cuántos gramos de HCl se obtienen si se hacen reaccionar 5 moles de NaCl con  $H_2SO_4$  necesario?

- 18.- Se tiene la siguiente reacción:
- $$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$
- Determine cuántos moles de oxígeno se necesitarán para producir 850gr. de  $SO_2$ .
- 19.- A partir de la siguiente ecuación:
- $$2KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KClO + H_2O$$
- Diga cuántos gramos de KCl se obtiene si se hacen reaccionar 490 gr. de KOH.
- 20.- ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se forman cuando 100 g de ácido sulfúrico reaccionan con 100 g de hidróxido de sodio?
- $$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
- 21.- Dados 100 gramos de pentóxido de iodo y 25.0 gramos de monóxido de carbono, calcular el número de gramos de  $I_2$  producidos por la siguiente reacción:
- $$I_2O_5 + 5CO \rightarrow I_2 + 5CO_2$$

AUTOEVALUACION

- 1.- Defina Estequiometría
- 2.- Enuncie la Ley de la conservación de la masa
- 3.- Escriba la Ley de las Proporciones Constantes ó Definidas
- 4.- Diga el enunciado de la Ley de las Proporciones Múltiples
- 5.- ¿Qué representa y qué valor tiene el Número de Avogadro?
- 6.- Defina el concepto de mol
- 7.- ¿Qué es peso molecular?
- 8.- ¿De qué manera podemos determinar el número de moles contenidos en cierto número de gramos de un elemento ó compuesto?
- 9.- ¿Qué es composición porcentual?
- 10.- ¿Qué es fórmula empírica?
- 11.- ¿Qué es reactivo limitante?



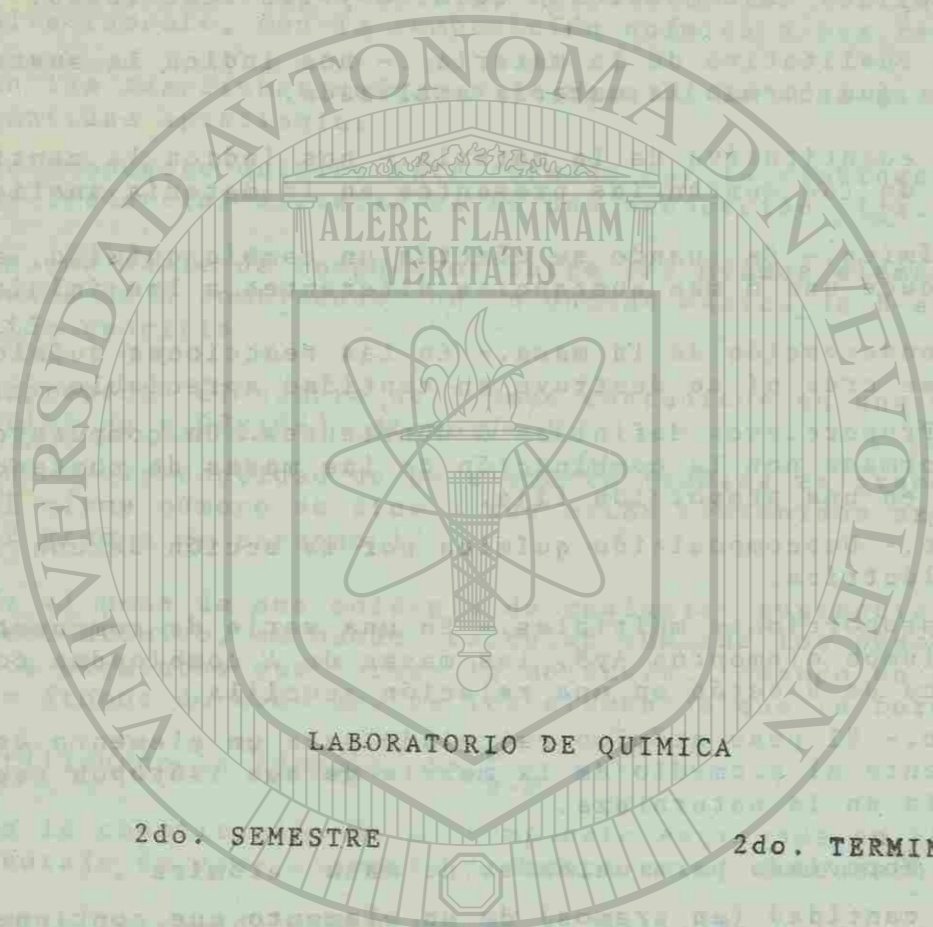
RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- 1.- 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.
- 2.- En las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable.
- 3.- Un compuesto químico está formado por la combinación de las masas de sustancias elementales en una proporción fija.
- 4.- En una serie de compuestos entre los mismos elementos AyB, las masas de A combinadas con la unidad Másica de B están en una relación sencilla.
- 5.- Representa el número de átomos contenidos en una mol. Tiene un valor de  $6.02 \times 10^{23}$  átomos/mol.
- 6.- Mol es la cantidad de un elemento (medida en gramos) que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12.
- 7.- Es el peso de una molécula de cualquier sustancia en unidades de peso atómico, se puede calcular sumando los pesos atómicos de los elementos que forman la molécula, tomando en cuenta el número de átomos de cada uno de los elementos que la forman.
- 8.- Utilizando la fórmula:  $N = \frac{m}{p.m.}$
- 9.- Es la constitución de un compuesto expresada en términos del porcentaje de cada elemento presente en el compuesto.
- 10.- Es la expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. No representa necesariamente la estructura real del compuesto.
- 11.- Es aquel que se utiliza completamente en la reacción, es decir aquel que no está en exceso.

G L O S A R I O

- 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 ó 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 ó mas 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 ó constantes.. Un compuesto químico está formado por la combinación de las masas de sustancias elementales en una proporción fija.
- 7.- Electrólisis.- Descomposición química por la acción de una corriente eléctrica.
- 8.- Ley de las proporciones múltiples.- En una serie de compuestos entre los mismos elementos AyB, las masas de A combinadas con la unidad másica de B están en una relación sencilla.
- 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  $6.02 \times 10^{23}$  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





SESION No. 9

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA

OBJETIVO:- Demostrará experimentalmente la ley de la conservación de la masa.

MATERIAL	REACTIVOS
1 Balanza	$Pb(NO_3)_2$
2 Vasos	KI
	HCl
	$CaCO_3$

GENERALIDADES.- La materia y la energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de ambas en el universo no aumenta ni disminuye.

PROCEDIMIENTO:-

I.- Conservación de la masa al mezclar dos soluciones.

- Pesar dos vasos por separado
- Añadir al primer vaso 50 gotas de  $Pb(NO_3)_2$  y al segundo vaso 50 gotas de KI; pesar ambos vasos por separado.
- Transfiera la solución del vaso 1 al vaso 2 y después de terminar de reaccionar las dos sustancias, pese el vaso 2.

II.- Conservación de la masa al haber formación de gases.

- Añada el vaso 1, 50 gotas de HCl, y al vaso 2, 25 gotas de  $CaCO_3$ , pesar ambos vasos por separado.
- Transfiera el HCl al vaso 2 y después de terminar de reaccionar las dos sustancias, pese el vaso 2

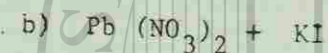


LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA

REPORTE DE LABORATORIO

1.- Enuncie la ley de la conservación de la masa.

2.- Complete las siguientes reacciones



3.- Complete la siguiente tabla:

A) Primer Experimento -

a) Peso del vaso 1

b) Peso del vaso 2

c) Peso vaso 1 y  $Pb(NO_3)_2$

d) Peso vaso 2 + KI

e) Peso  $Pb(NO_3)_2$

f) Peso KI

g) Peso teórico vaso 2 +  $Pb(NO_3)_2 + KI$

h) Peso experimental vaso 2 +  $Pb(NO_3)_2 + KI$

i) Diferencia entre peso teórico y experimental.

B) SEGUNDO EXPERIMENTO.-

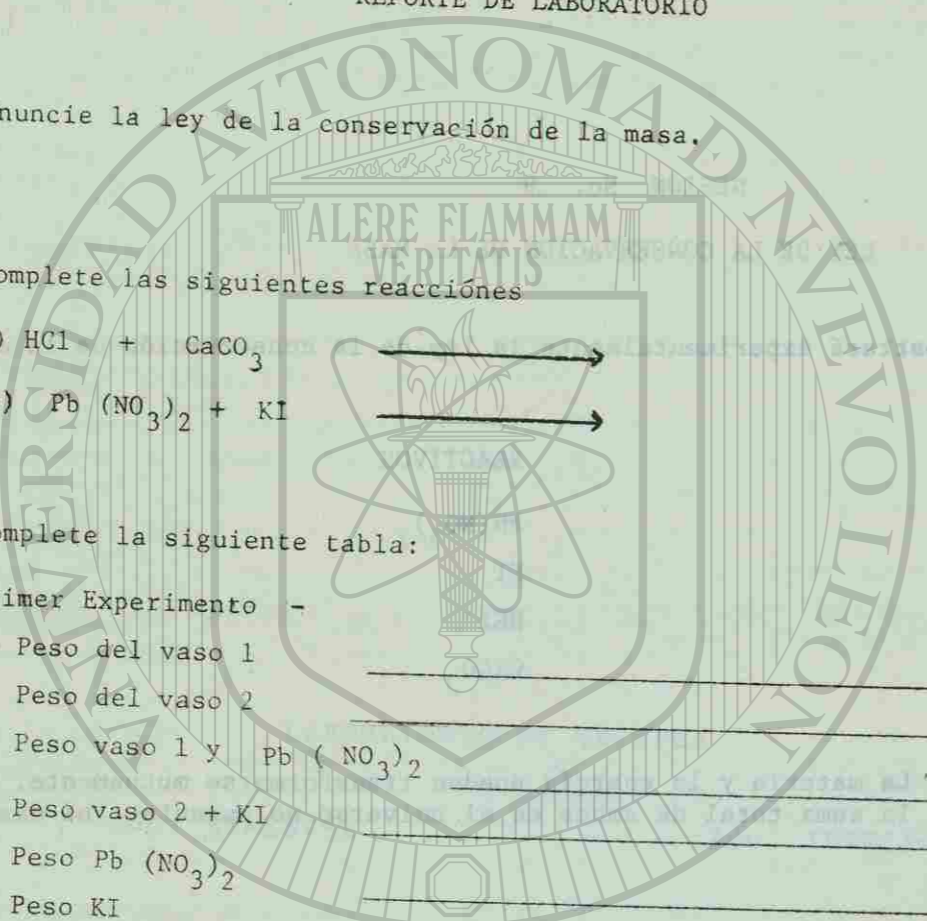
a) Peso de vaso 1

b) Peso de vaso 2

c) Peso de vaso 1 + HCl

d) Peso de vaso 2 +  $CaCO_3$

e) Peso HCl



f) Peso  $CaCO_3$

g) Peso teórico vaso 2 +  $HCl + CaCO_3$

h) Peso experimental vaso 2 +  $HCl + CaCO_3$

i) Diferencia entre peso teórico y experimental

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

OBJETIVO:- Comprobará experimentalmente la ley de las proporciones definidas:

MATERIAL

SUSTANCIAS

5 Tubos de ensayo

$KMnO_4$

$Na_2S_2O_3$

1 Agitador

$H_2SO_4$

1 Pinzas de tubo de ensaye

GENERALIDADES:- En cualquier sustancia la proporción en peso de sus elementos constituyentes es la misma siempre, esto constituye lo que conocemos como ley de las proporciones constantes. En nuestro experimento haremos reacciones  $KMnO_4$  con  $Na_2S_2O_3$  en solución - - ácida de  $H_2SO_4$ , la reacción que se efectúa es la siguiente:

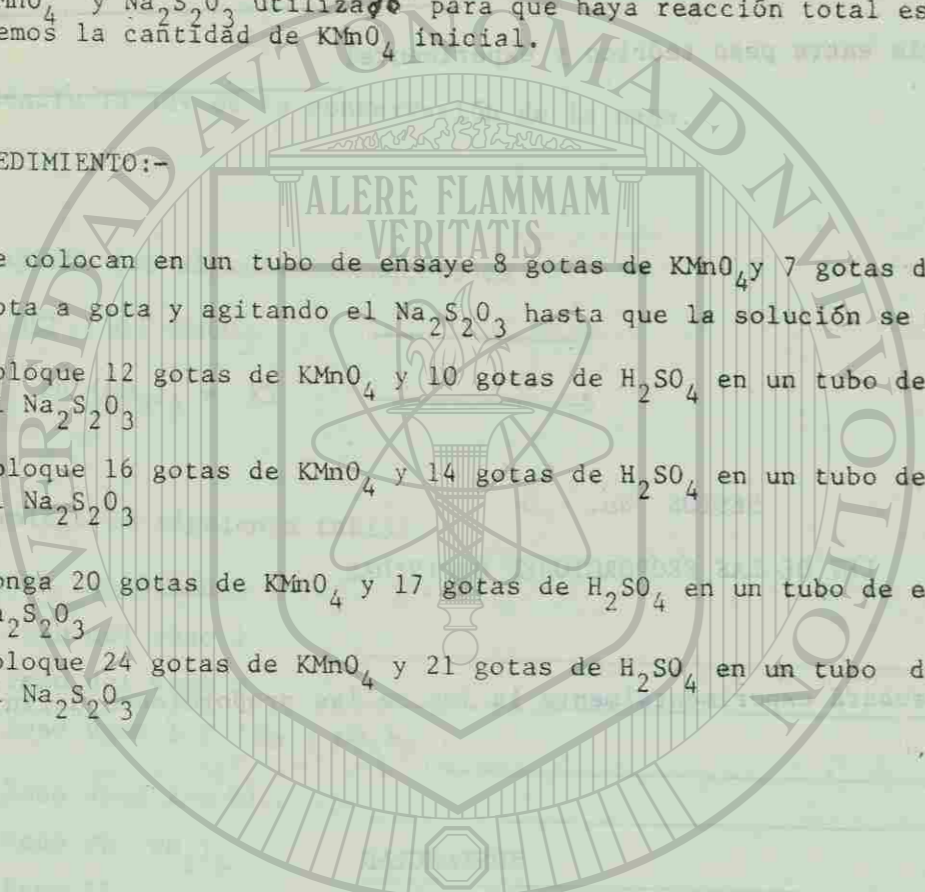




otra forma de enunciar la ley anterior es, la proporción en que reaccionan dos sustancias es siempre constante. En este experimento veremos que el cociente de  $KMnO_4$  y  $Na_2S_2O_3$  utilizado para que haya reacción total es el mismo aunque variemos la cantidad de  $KMnO_4$  inicial.

PROCEDIMIENTO:-

- a) Se colocan en un tubo de ensaye 8 gotas de  $KMnO_4$  y 7 gotas de  $H_2SO_4$ , se agrega gota a gota y agitando el  $Na_2S_2O_3$  hasta que la solución se ponga incolora.
- b) Coloque 12 gotas de  $KMnO_4$  y 10 gotas de  $H_2SO_4$  en un tubo de ensaye y añada el  $Na_2S_2O_3$
- c) Coloque 16 gotas de  $KMnO_4$  y 14 gotas de  $H_2SO_4$  en un tubo de ensaye y añada el  $Na_2S_2O_3$
- d) Ponga 20 gotas de  $KMnO_4$  y 17 gotas de  $H_2SO_4$  en un tubo de ensaye y agregue el  $Na_2S_2O_3$
- e) Coloque 24 gotas de  $KMnO_4$  y 21 gotas de  $H_2SO_4$  en un tubo de ensaye y agregue el  $Na_2S_2O_3$



SESION No. 10

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

REPORTE DE LABORATORIO

1.- Complete la siguiente tabla, anotando el número de gotas de  $KMnO_4$ ,  $H_2SO_4$  y  $Na_2S_2O_3$  utilizados en los experimentos y el cociente de gotas de  $KMnO_4$  y  $Na_2S_2O_3$

	$KMnO_4$	$H_2SO_4$	$Na_2S_2O_3$	$\frac{KMnO_4}{Na_2S_2O_3}$
Tubo 1				
Tubo 2				
Tubo 3				
Tubo 4				
Tubo 5				

2.- Describa lo que observó en cada uno de los experimentos:

3.- ¿ Porqué este experimento demuestra la ley de las proporciones definidas? <sup>®</sup>

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



Obtención del oxígeno y determinación de % de oxígeno en el  $KClO_3$

OBJETIVO.- Obtendrá y calculará experimentalmente el porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio.

MATERIAL

- 2 Tubos de ensaye
- 1 Gardilla
- 1 Espátula
- 1 Pinza para tubo de ensaye
- 1 Soporte con pinzas
- 1 Mechero

REACTIVOS

- $KClO_3$
- $MnO_2$

GENERALIDADES:- Esta práctica tiene por objeto mostrar en forma experimental como se obtiene el oxígeno en el laboratorio, utilizando compuestos oxigenados. Cuando se descomponen se verá también la acción de un catalizador ( $MnO_2$ ) acelerando la velocidad de reacción y se determinará el porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio.

PROCEDIMIENTO.

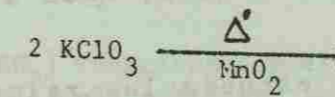
- 1.- Obtención de oxígeno a partir del clorato de potasio.  
Colocar en un tubo de ensaye 2 gr. de clorato de potasio, añadir una pequeña cantidad de dióxido de manganeso, agitar usando un agitador hasta mezclar completamente ambos compuestos, calentar el tubo en la flama del mechero. Acercar una astilla de madera con un punto de ignición; si la combustión es activa se comprueba el desprendimiento de oxígeno.

Obtención del oxígeno y determinación del % de oxígeno en el  $KClO_3$

REPORTE DE LABORATORIO

1.- ¿Cuál es la propiedad que usamos para demostrar la presencia del oxígeno?

2.- Completar la ecuación química en donde se descompone el clorato del potasio para producir oxígeno.



3.- Anote sus observaciones de cómo investigó el desprendimiento de oxígeno.

4.- Diga si el oxígeno es combustible ó comburente y porqué

5.- Anotar operaciones y resultados de los porcentajes de oxígeno tanto experimental como teórico.

a) Peso del Crisol

b) Peso del Crisol +  $KClO_3$

c) Peso del  $KClO_3$  ( peso del crisol +  $KClO_3$  - Peso del crisol )

d) Peso del crisol +  $KCl$  ( después de calentar )

e) Peso del  $KCl$  ( peso del crisol +  $KCl$  - peso del crisol )

f) Peso de oxígeno ( peso del crisol +  $KClO_3$  - Peso crisol +  $KCl$  )

% Experimental de Oxígeno

% Teórico del oxígeno

$$\% \text{ Experimental del oxígeno} = \frac{\text{Peso parcial del } O_2}{\text{Peso total del } KClO_3} \times 100$$



% Teórico del Oxígeno =  $\frac{\text{peso atómico del oxígeno} \times \text{subíndice del oxígeno en la fórmula del compuesto}}{\text{Peso Molecular del compuesto}} \times 100$

SESION No. 12

EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO:- Determinará las relaciones en las reacciones químicas: Relación Mol a Mol, Mol a Masa, Masa a Mol, Masa a Masa

GENERALIDADES:- La estequiometría estudia las relaciones Matemáticas entre los pesos y volúmenes de los reactantes y productos de una reacción, mediante la información cuantitativa expresada por sus fórmulas, sus ecuaciones químicas y las leyes ponderales, gravimétricas de la química.

PROCEDIMIENTO:-

1.- El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) reacciona con el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) y con el agua ( $3\text{H}_2\text{O}$ ) para producir cloruro de calcio hexahidrato ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ )

La ecuación balanceada para la reacción es:



- ¿ Cuántos moles de  $\text{HCl}$  se necesitan para producir 5 moles de  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ?
- ¿ Cuántos moles de  $\text{CaCO}_3$  se necesitan para que se produzcan 340 gramos de  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ?
- ¿ Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se producirán si se hacen reaccionar 3 moles de  $\text{CaCO}_3$  ?
- ¿ Cuántos gramos de  $\text{HCl}$  se necesitan para reaccionar con 160 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  ?

2.- El motor de un cohete es alimentado con butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) el cual al someterse a la combustión reacciona con el oxígeno y produce dióxido de carbono y agua. De acuerdo a la siguiente reacción.



- ¿ Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con 85 gramos de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) ?
- ¿ Cuántos moles de oxígeno se necesitan para producir 15 moles de  $\text{CO}_2$  ?
- ¿ Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se producen cuando reaccionan 6 moles de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  ?
- ¿ Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se producen cuando reaccionan 215 gramos de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  ?

3.- El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) reacciona con el óxido de cobre (II) ( $\text{CuO}$ ) para producir cobre elemental ( $\text{Cu}$ ), nitrógeno gas ( $\text{N}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). La ecuación balanceada para la reacción es:



- ¿ Cuántos gramos de amoníaco se necesitan para producir 8 moles de agua ?
- ¿ Cuántos moles de  $\text{CuO}$  se necesitan para reaccionar con 15 moles de  $\text{NH}_3$  ?
- ¿ Cuántos gramos de nitrógeno se producen cuando reaccionan 300 gramos de  $\text{CuO}$  ?
- ¿ Cuántos moles de cobre se producen cuando reaccionan 92 gramos de  $\text{NH}_3$  ?

SESION No. 12

EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRIA

REPORTE DE LABORATORIO

1.- Realice las operaciones para cada inciso y diga de que relación se trata.



RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS

OBJETIVO :- Comprobará experimentalmente las cantidades del producto que se puede obtener a partir de cierta cantidad de reactivo comparándolas con los cálculos teóricos.

MATERIAL

- 1 Balanza
- 1 Crisol
- 1 Espátula
- 1 Triángulo de Porcelana
- 1 Pinza para Crisol
- 1 Tripie
- 1 Mechero

REACTIVO

Carbonato de Níquel (II)

GENERALIDADES.- Las relaciones estequiométricas se utilizan para calcular teóricamente las cantidades del producto que se pueden obtener a partir de una determinada cantidad de reactivo.

PROCEDIMIENTO:-

- Pese un crisol limpio y seco, agregue cierta cantidad de carbonato de níquel y vuélvalo a pesar. Anote ambos pesos.
- Coloque el crisol sobre el triángulo de porcelana y caliéntelo fuertemente con el mechero. El carbonato de níquel verde cambia a óxido de níquel (II) - que es un polvo verduzco, desprendiéndose dióxido de carbono. Continúe el calentamiento para completar la descomposición y calcule teóricamente la cantidad de óxido obtenida y la de dióxido desprendida.
- Apague el mechero y retire el crisol para que se enfríe, cuando el crisol esté frío, péselo nuevamente y anote el peso, el óxido pesado es óxido de níquel, compare sus resultados.

2.- Determinación del porcentaje del oxígeno en el clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>)

Pese un tubo de ensayo, aproximando al máximo que permita la balanza, agregue 2 gramos de clorato de potasio en polvo.

Fije el tubo a un soporte mediante una pinza para bureta, caliente lentamente con flama no luminosa y aumente la flama hasta la máxima temperatura que

puede obtener el mechero. Si la flama no se aumenta lentamente, se corre el peligro de perder el clorato de potasio en forma de humo. Cuando el tubo se enfríe, pese y calcule el porcentaje de oxígeno que se desprendió.

$$\% O_2 = \frac{\text{Peso Parcial } O_2}{\text{Peso total } KClO_3} \times 100$$

RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS

REPORTE DE LABORATORIO

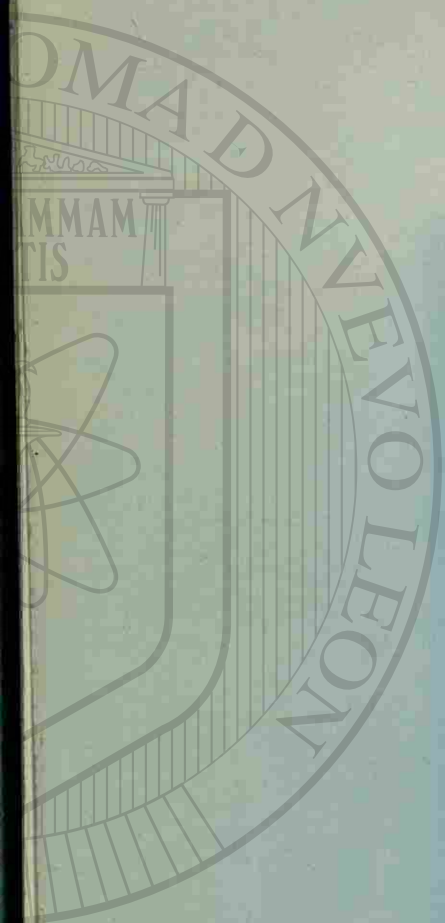
I.- COMPLETE LA SIGUIENTE TABLA :

- Peso de Crisol \_\_\_\_\_
- Peso del Crisol + NiCO<sub>3</sub> \_\_\_\_\_
- Peso de NiCO<sub>3</sub> \_\_\_\_\_
- Peso del Crisol + NiO \_\_\_\_\_
- Peso experimental del NiO \_\_\_\_\_
- Peso Experimental del CO<sub>2</sub> \_\_\_\_\_
- Peso teórico del NiO \_\_\_\_\_
- Peso Teórico del CO<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

2.- COMPLETE LA SIGUIENTE REACCION:







JUAN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA