



PREPARATORIA 15



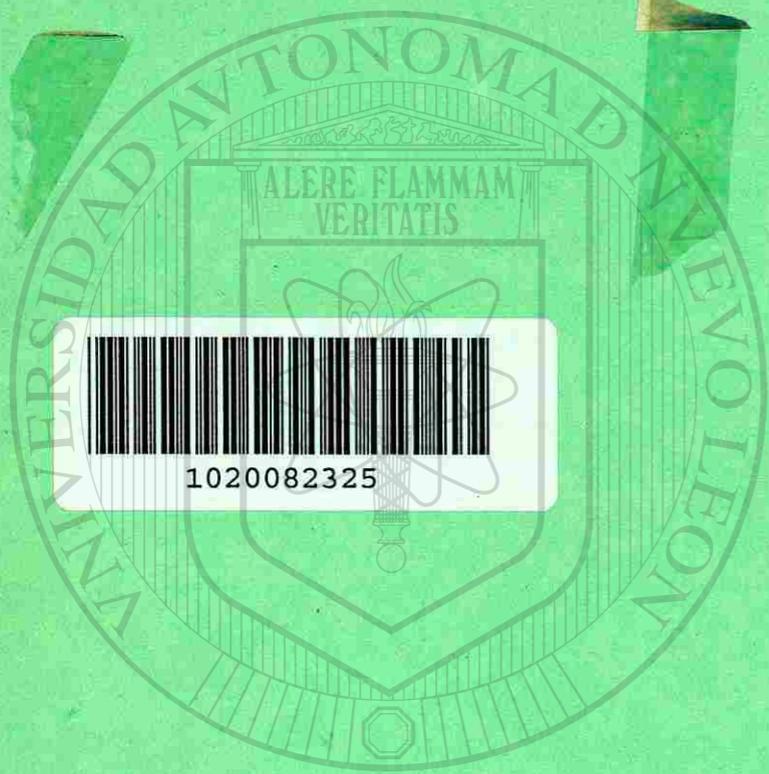
QUIMICA II



2do. Semestre

2do. Semestre

QD31
.2
G37



1020082325

*Azuena
10-Marzo-97
11:53*

QUÍMICA II

U A N L

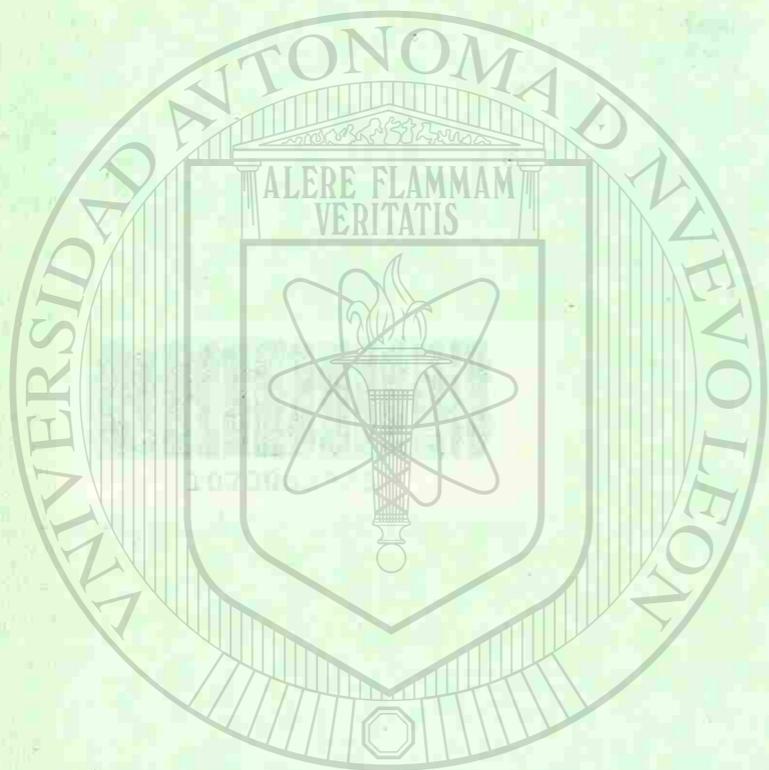
LIBRERÍA FILIADA DE LA CASA D.
D. GRACIELA GARCÍA DE GARZA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



ENERO 1991



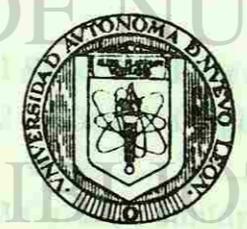
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

U A N L

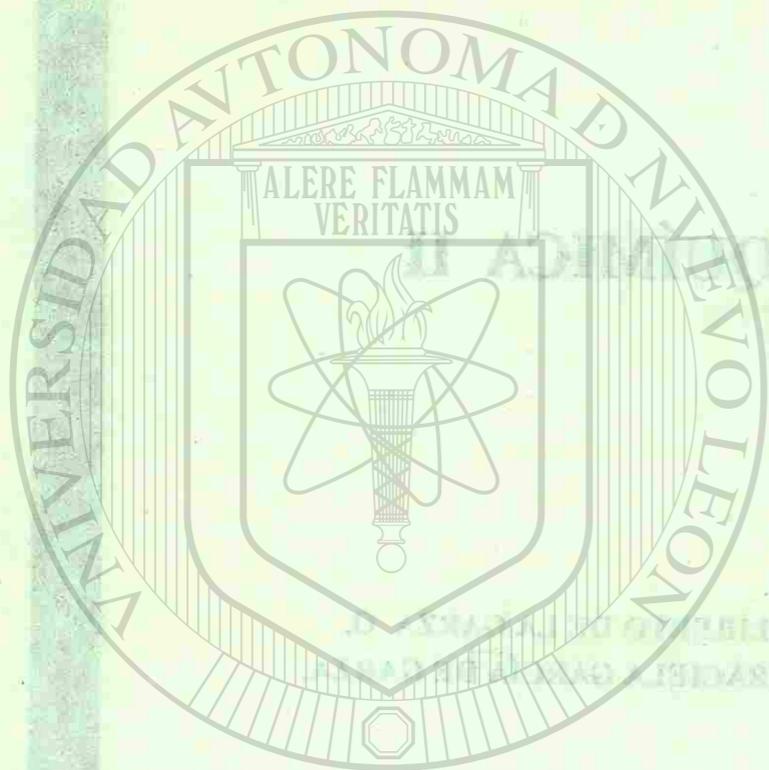
QUÍMICA II

Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O.
Q.C.B. GRACIELA GARCÍA DE GARZA.



ENERO 1991

QD31
. 2
437



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



FONDO UNIVERSITARIO

59346

ENERO 1991

ÍNDICE.

	PÁG.
PRÓLOGO.	1
I NOMENCLATURA I.	
1-1 Introducción.	3
1-2 Definición del concepto de nomenclatura.	4
1-3 Definición de ion, anión y catión.	4
1-4 Lista de los principales cationes.	5
1-5 Lista de los principales aniones.	7
1-6 Clasificación de los compuestos químicos.	9
1-7 Diferenciación entre nomenclatura trivial y nomenclatura sistemática.	11
1-8 Diferencia entre ácidos, bases y sales.	12
1-9 Diferenciación entre ácidos binarios y ternarios.	12
1-10 Reglas de nomenclatura para nombrar compuestos básicos.	14
II NOMENCLATURA II.	
2-1 Reacción de neutralización.	23
2-2 Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar sales.	24
2-3 Óxidos y anhídridos.	28

III REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

3-1 Fórmulas químicas.....	61
3-2 Determinación del estado de oxidación.....	62
3-3 Ecuaciones químicas.....	67
3-4 Tipos de reacciones químicas.....	69
3-5 Cinética química.....	70
3-6 Cinética química y termodinámica química.....	70
3-7 Reacciones lentas y velocidades de reacción.....	71
3-8 Reacciones químicas de varios pasos.....	73
3-9 Las reacciones ocurren cuando existe colisiones.....	74
3-10 Mecanismo de reacción.....	75
3-11 Ruptura de enlace y velocidad de reacción.....	77
3-12 Efecto de la concentración en la velocidad de reacción.....	78
3-13 Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.....	79
3-14 Colisiones moleculares.....	80
3-15 Teoría del complejo activado.....	83
3-16 Catálisis heterogénea y homogénea.....	84

IV BALANCEO DE ECUACIONES.

4-1 Introducción.....	87
4-2 Reglas generales para el balanceo de ecuaciones.....	88
4-3 Balanceo de ecuaciones por el método de tanteo.....	90
4-4 Balanceo de ecuaciones por el método ion-electrón.....	94
4-5 Balanceo de ecuaciones por el método del estado de oxidación.....	101

V ESTEQUIOMETRÍA.

5-1 Definición de estequiometría.....	105
5-2 Ley de la conservación de la materia.....	106
5-3 Ley de la composición constante.....	108
5-4 Ley de las proporciones múltiples.....	109
5-5 Observaciones de Gay-Lussac.....	110
5-6 Intervención de Avogadro.....	112
5-7 Hipótesis de Avogadro.....	114
5-8 Pesos relativos de moléculas y átomos.....	115
5-9 La unidad de masa atómica y los pesos relativos y moleculares relativos.....	118
5-10 El mol y el número de Avogadro.....	119

VI ESTEQUIOMETRÍA II.

6-1 Definición de fórmula empírica y fórmula molecular.....	121
6-2 Cálculo para determinar la fórmula empírica de un compuesto, dada su composición porcentual en peso.....	122
6-3 Determinación del peso de un mol de un compuesto a partir de su fórmula.....	127
6-4 Cálculo de problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa, para elementos y compuestos.....	128
6-5 Cálculos para determinar la composición porcentual de los elementos que integran una sustancia.....	132

VI ESTEQUIOMETRÍA III.

7-1 Resolución de problemas sobre relaciones ponderadas en las reacciones químicas. 137

7-2 Cálculos sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas en las que alguno de los reactivos está en exceso con respecto al otro. 142

7-3 Cálculos para determinar la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental. 147

BIBLIOGRAFÍA. 151

ÍNDICE DE UNIDADES.

PÁG.
UNIDAD I. I

UNIDAD II. V

UNIDAD III. IX

UNIDAD IV. XIII

UNIDAD V. XVII

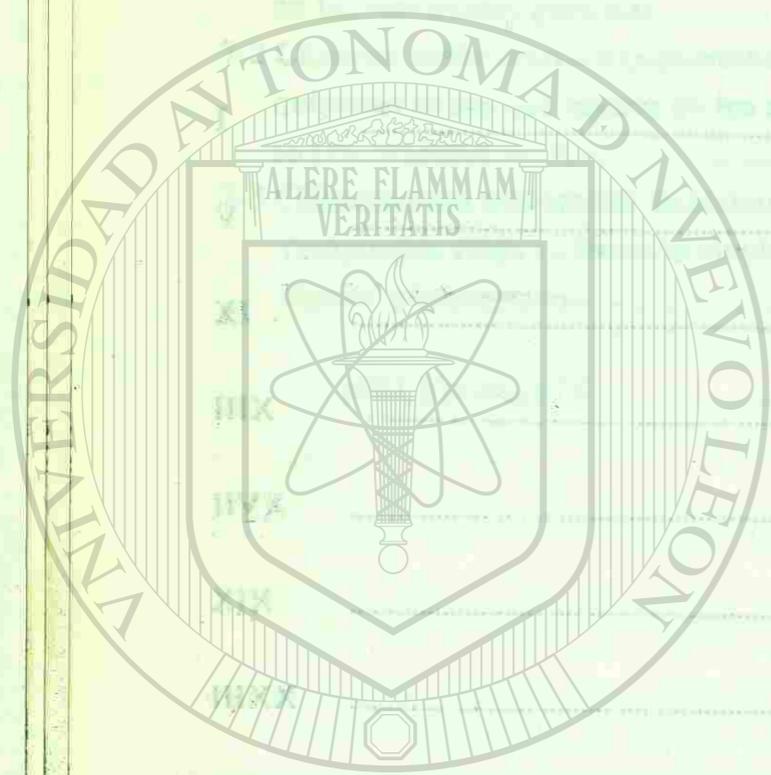
UNIDAD VI. XIX

UNIDAD VII. XXIII

UNIDAD VIII. XXV

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRÓLOGO.

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

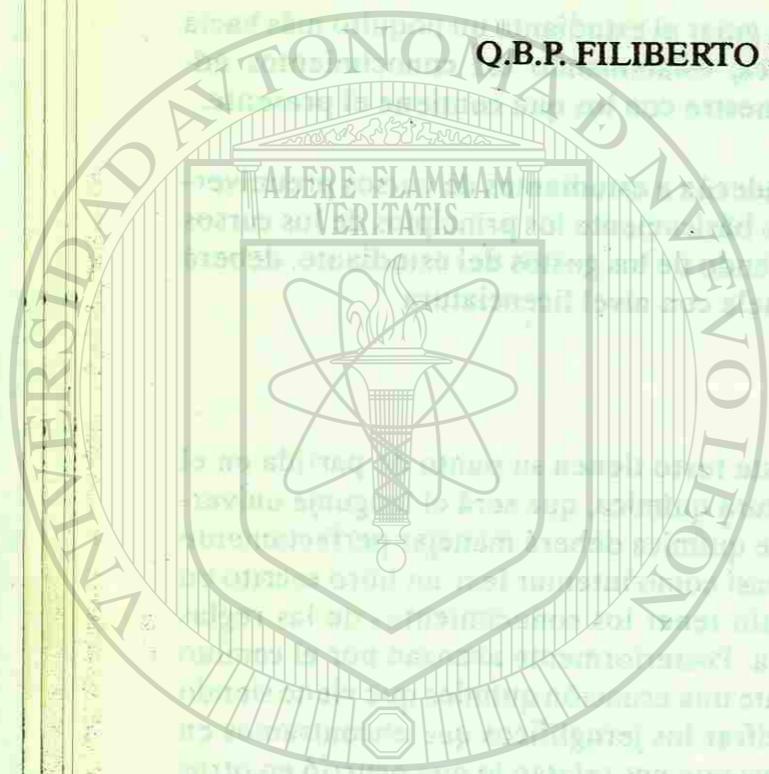
El nivel de este libro se adecúa a estudiantes de cursos preuniversitarios, ya que su contenido es básicamente los principios de los cursos que posteriormente y dependiendo de los gustos del estudiante, deberá tomar en las aulas de una escuela con nivel licenciatura.

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

En su parte final (últimos tres capítulos), el alumno se encontrará con el estudio de la estequiometría, que no es otra cosa que la correcta expresión en números tangibles de las medidas de las masas de los diferentes compuestos, que nos ayudará a conocer un poco más de esta ciencia.

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

Q.B.P. FILIBERTO DE LA GÁRZA O.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD I.

NOMENCLATURA I.

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

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

OBJETIVOS.

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

- 1.- Definir el concepto de nomenclatura.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes términos:
 - a) Ion
 - b) Ion monoatómico.
 - c) Ion poliatómico.
 - d) Anión.
 - e) Cation.
- 3.- Aplicar las reglas de nomenclatura para asignar carga a los diferentes términos expuestos en el objetivo anterior.
- 4.- Definir los siguientes conceptos:
 - a) Compuestos binarios.
 - b) Compuestos ternarios.
 - c) Compuestos poliatómicos.
- 5.- Clasificar, de una serie de fórmulas dadas, a qué tipo de compuestos pertenecen de acuerdo con el objetivo anterior.
- 6.- Definir así como diferenciar entre sí los conceptos de nomenclatura trivial y nomenclatura sistemática.
- 7.- Definir los siguientes términos:
 - a) Ácidos.
 - b) Bases.
 - c) Sales.

8.- Diferenciar de una lista dada de fórmulas, a qué tipo de compuestos pertenecen: ácidos, bases o sales.

9.- Diferenciar, así como citar ejemplos de:

a) Ácidos binarios.

b) Ácidos ternarios.

10.- Definir y citar ejemplos de:

a) Hidrácidos.

b) Hidrácidos binarios.

c) Ácidos oxigenados.

d) Ácidos ternarios no oxigenados.

11.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a los compuestos básicos.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

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

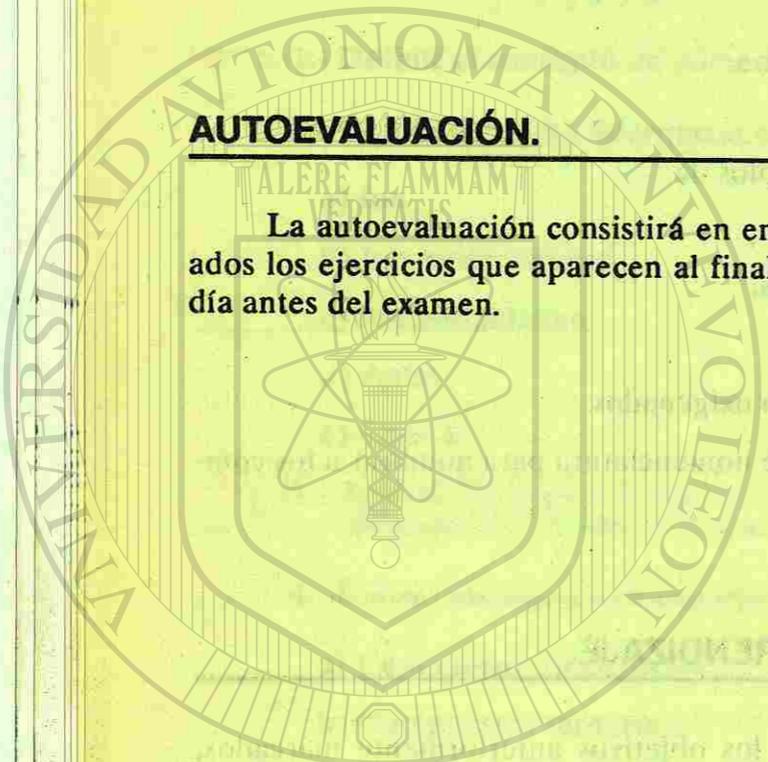
Será **imposible** iniciarte en las reglas de nomenclatura de química si no practicas los ejercicios que aparecen en el transcurso del capítulo; de igual manera deberás practicar los ejemplos que tu maestro exponga.

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

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

AUTOEVALUACIÓN.

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



CAPÍTULO I.

NOMENCLATURA I.

1-1 INTRODUCCIÓN.

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

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

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



1-2 DEFINICIÓN DEL CONCEPTO DE NOMENCLATURA.

Nomenclatura es un sistema útil que permite tener un lenguaje común entre los químicos. Este lenguaje es explícito, pues es fácil escribir una fórmula conociendo el nombre del compuesto o dar un nombre a un compuesto cuando se conoce la fórmula.

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

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

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

1-3 DEFINICIÓN DE ION, ANIÓN Y CATION.

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

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

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

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

1º. Escribe el símbolo del elemento.

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

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

Los iones poliatómicos se escriben:

1º. Los elementos en el orden convencional.

2º. Abajo y a la derecha de cada elemento se escribe el subíndice cuando sea mayor de uno (1).

3º. Arriba y a la derecha de la fórmula del grupo, el signo de la carga eléctrica antecedida por el valor numérico de ésta, si dicho valor es mayor que uno (1).

1-4 LISTA DE LOS PRINCIPALES CATIONES.

H^+ Monoatómico ion hidrógeno (protón).

H_3O^+ Poliatómico ion hidronio (oxonio).

NH_4^+ Poliatómico ion amonio.

PH_4^+ Poliatómico ion fosfonio.

Na^+ Monoatómico ion sodio.

Li^+ Monoatómico ion litio.

Catión +
anión -

K^+ Monoatómico ion potasio.

Ag^+ Monoatómico ion plata.

Cu^+ Monoatómico ion cobre (cuproso).

Hg^+ Monoatómico ion mercurio (mercurioso).

Ca^{2+} Monoatómico ion calcio.

Mg^{2+} Monoatómico ion magnesio.

Pb^{2+} Monoatómico ion plomo (II).

Hg^{2+} Monoatómico ion mercurio (II) (mercúrico).

Fe^{2+} Monoatómico ion hierro (II) (ferroso).

Cd^{2+} Monoatómico ion cadmio.

Cu^{2+} Monoatómico ion cobre (II) (Cúprico).

Ni^{2+} Monoatómico ion níquel (II).

Zn^{2+} Monoatómico ion zinc.

Sn^{2+} Monoatómico ion estaño (II) (estañoso).

Co^{2+} Monoatómico ion cobalto (II).

Mn^{2+} Monoatómico ion manganeso (II).

Ba^{2+} Monoatómico ion bario.

Sr^{2+} Monoatómico ion estroncio.

Al^{3+} Monoatómico ion aluminio.

Fe^{3+} Monoatómico ion hierro (III) (férrico).

Bi^{3+} Monoatómico ion bismuto (III).

As^{3+} Monoatómico ion arsénico (III) (arsenoso).

Sb^{3+} Monoatómico ion Antimonio (III).

Ni^{3+} Monoatómico ion níquel (III).

Co^{3+} Monoatómico ion cobalto (III).

Mn^{3+} Monoatómico ion manganeso (III).

Cr^{3+} Monoatómico ion cromo (III).

Sn^{4+} Monoatómico ion estaño (IV) (estánico).

As^{5+} Monoatómico ion arsénico (V) (arsénico).

Sb^{5+} Monoatómico ion antimonio (V).

1-5 LISTA DE LOS PRINCIPALES ANIONES. /

H^- Monoatómico ion hidruro.

F^- Monoatómico ion floururo.

Cl^- Monoatómico ion cloruro.

Br^- Monoatómico ion bromuro.

I^- Monoatómico ion yoduro

N^{3-} Monoatómico ion nitruro.

OH^- Poliatómico ion hidroxilo o hidróxido.

O_2^{2-} Poliatómico ion peróxido.

O_3^{2-} Poliatómico ion ozónido.

S^{2-} Monoatómico ion sulfuro.

S_2^{2-} Poliatómico ion disulfuro.

CN^- Monoatómico ion cianuro.

C_2^{2-} Poliatómico ion acetiluro.

N_3^- Poliatómico ion azida.

NH_2^- Poliatómico ion amida.

NO_2^- Poliatómico ion nitrito.

NO_3^- Poliatómico ion nitrato.

PO_3^{3-} Poliatómico ion fosfito.

PO_4^{3-} Poliatómico ion fosfato.

AsO_3^{3-} Poliatómico ion arsenito.

AsO_4^{3-} Poliatómico ion arseniato.

SO_3^{2-} Poliatómico ion sulfito.

SO_4^{2-} Poliatómico ion sulfato.

$S_2O_3^{2-}$ Poliatómico ion tiosulfato.

CrO_4^{2-} Poliatómico ion cromato.

$Cr_2O_7^{2-}$ Poliatómico ion dicromato.

ClO_3^- Poliatómico ion clorato.

ClO_4^- Poliatómico ion perclorato.

ClO_2^- Poliatómico ion clorito.

ClO^- Poliatómico ion hipoclorito.

IO_4^- Poliatómico ion peryodato.

MnO_4^- Poliatómico ion permanganato.

SCN^- Poliatómico ion tiocianato.

CO_3^{2-} Poliatómico ion carbonato.

HCO_3^- Poliatómico ion bicarbonato.

$[Fe(CN)_6]^{4-}$ Poliatómico ferrocianuro.

1-6 CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS.

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

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

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

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



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

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



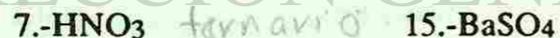
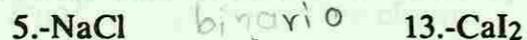
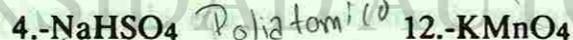
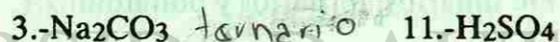
NOTA: Se usa paréntesis cuando un grupo se repite dos o más veces.

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



EJERCICIO.

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



1-7 DIFERENCIACIÓN ENTRE NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA.

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

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

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

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

H_2O	agua
NH_3	amoníaco
PH_3	fosfina.

1-8 DIFERENCIA ENTRE ÁCIDOS, BASES Y SALES.

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



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



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



EJERCICIO.

Diferenciar entre ácido, base y sal.

- | | |
|--|------------------------------|
| 1.- CaBr ₂ Sales | 9.- BaCl ₂ Sales |
| 2.- Ca(OH) ₂ base | 10.- KOH base |
| 3.- H ₃ PO ₄ Acido | 11.- HNO ₃ Acido |
| 4.- NaOH base | 12.- AgNO ₃ Sales |
| 5.- AgCl Sales | 13.- BeSO ₄ Sales |
| 6.- Al(OH) ₃ base | 14.- HClO ₄ Acido |
| 7.- HCl Acido | 15.- PbSO ₄ Sales |
| 8.- H ₂ SO ₄ Acido | |

1-9 DIFERENCIACIÓN ENTRE ÁCIDOS BINARIOS Y TERNARIOS.

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



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

HCl ácido clorhídrico

H₂S ácido sulfhídrico.

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

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

Ácidos oxigenados. Son ácidos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y otro elemento. Para escribir su fórmula se indica primero el símbolo del elemento asociado con el hidrógeno y finalmente el oxígeno. Si existen varios átomos de algún constituyente, se usan subíndices.

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

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

HNO_2 ácido nitroso

HNO_3 ácido nítrico

HClO ácido hipocloroso

HClO_4 ácido perclórico.

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

HCN ácido cianhídrico

H_2CS_3 ácido tritiocarbónico

EJERCICIO.

Diferenciar entre ácidos binarios y ternarios.

- 1.- Acido fluorhídrico HF Binario
- 2.- Acido perclórico HClO_4 ternario
- 3.- Acido bórico H_3BO_3 ternario
- 4.- Acido iodhídrico HI Binario
- 5.- Acido nítrico HNO_3 ternario
- 6.- Acido clorhídrico HCl Binario
- 7.- Acido bromhídrico HBr Binario
- 8.- Acido Sulfúrico H_2SO_4 ternario
- 9.- Acido fosfórico H_3PO_4 ternario

1-10 REGLAS DE NOMENCLATURA PARA NOMBRAR COMPUESTOS BÁSICOS.

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

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

Ejemplos:

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

Se escriben
los símbolos
de la fórmula
escribiendo
del anión

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

	K ¹⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Ba ²⁺	Li ¹⁺	Zn ²⁺
Cl ¹⁻	KCl 1	CaCl ₂ 5	AlCl ₃ 9	BaCl ₂ 13	LiCl 17	ZnCl ₂ 21
S ²⁻	K ₂ S 2	CaS 6	Al ₂ S ₃ 10	BaS 14	Li ₂ S 18	ZnS 22
N ³⁻	K ₃ N 3	Ca ₃ N ₂ 7	AlN 11	Ba ₃ N ₂ 15	Li ₃ N 19	Zn ₃ N ₂ 23
Br ¹⁻	KBr 4	CaBr ₂ 8	AlBr ₃ 12	BaBr ₂ 16	LiBr 20	ZnBr ₂ 24

	O ²⁻	OH ¹⁻	N ²⁻	Se ²⁻	Cl ¹⁻	S ²⁻
Mg ²⁺	MgO 1	MgOH ₂ 5	Mg ₃ N ₂ 9	MgSe 13	MgCl ₂ 17	MgS 21
Na ¹⁺	Na ₂ O 2	NaOH 6	Na ₂ N 10	Na ₂ Se 14	NaCl 18	Na ₂ S 22
Ca ²⁺	CaO 3	CaOH ₂ 7	Ca ₃ N ₂ 11	CaSe 15	CaCl ₂ 19	CaS 23
Ga ³⁺	Ga ₂ O ₃ 4	GaOH ₃ 8	Ga ₂ N ₃ 12	Ga ₂ Se ₃ 16	GaCl ₃ 20	Ga ₂ S ₃ 24

Na ¹⁺	NaCl 4	Na ₂ S 8	Na ₂ Te 12	Na ₂ Se 16	Na ₂ Br 20	Na ₂ Cl 24
Si ⁴⁺	SiCl ₄ 5	Si ₂ S ₅ 10	Si ₂ Te ₃ 15	Si ₂ Se ₃ 20	Si ₂ Br ₃ 25	Si ₂ Cl ₃ 30
Sr ²⁺	SrCl ₂ 6	SrS 12	SrTe 18	SrSe 24	SrBr ₂ 30	SrCl ₂ 36
F ¹⁻	NaF 24	CaF ₂ 48	AlF ₃ 72	BaF ₂ 96	LiF 120	ZnF ₂ 144

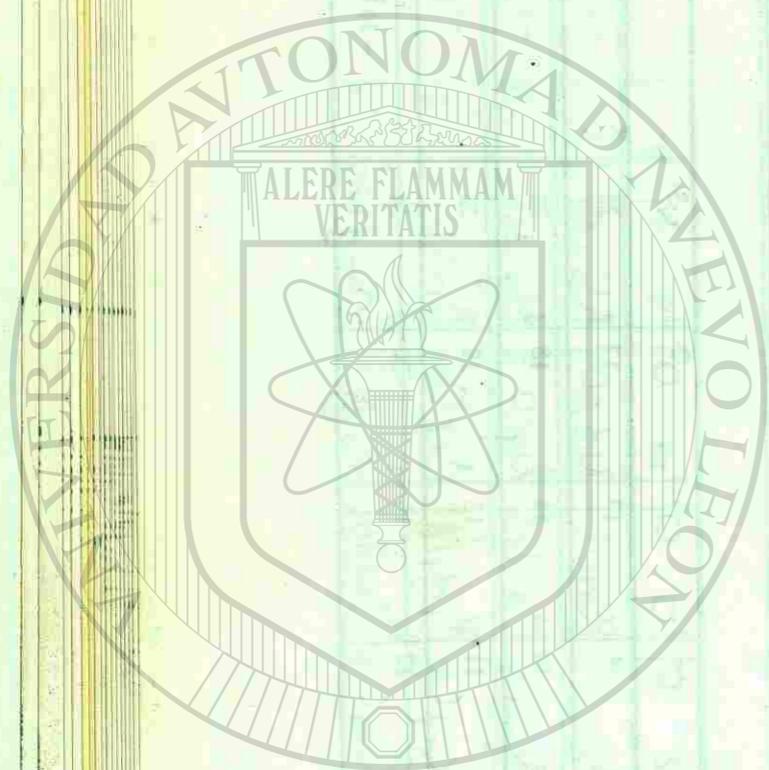
C ⁴⁻	CaC 4	CaC ₂ 8	CaC ₃ 12	CaC ₄ 16	CaC ₅ 20	CaC ₆ 24
As ³⁻	Ca ₃ As ₂ 6	Ca ₂ As ₃ 9	CaAs ₄ 12	Ca ₄ As ₃ 16	Ca ₅ As ₄ 20	Ca ₆ As ₅ 24
O ²⁻	CaO 10	Ca ₂ O 20	Ca ₃ O 30	Ca ₄ O 40	Ca ₅ O 50	Ca ₆ O 60
Fe ³⁺	Ca ₂ Fe ₃ 6	Ca ₃ Fe ₄ 12	Ca ₄ Fe ₅ 20	Ca ₅ Fe ₆ 30	Ca ₆ Fe ₇ 42	Ca ₇ Fe ₈ 56

	I ¹⁻	F ¹⁻	Br ¹⁻	Cl ¹⁻	S ²⁻	N ³⁻
Cd ²⁺	AgI ¹	CdI ²	CdBr ⁹	CdCl ¹³	CdS ¹⁷	Cd ₃ N ²¹
Ag ¹⁺	AgI ²	AgF ⁶	AgBr ¹⁰	AgCl ¹⁴	Ag ₂ S ¹⁸	Ag ₃ N ²²
Al ³⁺	AlI ³	AlF ⁷	AlBr ¹¹	AlCl ¹⁵	Al ₂ S ¹⁹	Al ₂ N ²³
NH ₄ ¹⁺	NH ₄ I ⁴	NH ₄ F ⁸	NH ₄ Br ¹²	NH ₄ Cl ¹⁶	NH ₄ ₂ S ²⁰	(NH ₄) ₃ N ²⁴

	Br ¹⁻	O ²⁻	S ²⁻	Cl ¹⁻	I ¹⁻	Te ²⁻
Na ¹⁺	NaBr ¹	Na ₂ O ⁵	Na ₂ S ⁹	NaCl ¹³	NaI ¹⁷	NH ₄ Te ²¹
H ¹⁺	HBr ²	H ₂ O ⁶	H ₂ S ¹⁰	HCl ¹⁴	HI ¹⁸	H ₂ Te ²²
Ca ²⁺	CaBr ³	CaO ⁷	CaS ¹¹	CaCl ¹⁵	CaI ¹⁹	CaTe ²³
Li ¹⁺	LiBr ⁴	Li ₂ O ⁸	Li ₂ S ¹²	LiCl ¹⁶	LiI ²⁰	K ₂ Te ²⁴

	Te ²⁻	Se ²⁻	S ²⁻	I ¹⁻	Br ¹⁻	Cl ¹⁻
	ZnTe ²¹	ZnSe ¹⁷	ZnS ¹¹	ZnI ⁹	ZnBr ⁵	ZnCl ¹
	K ₂ Te ²²	K ₂ Se ¹⁸	K ₂ S ¹¹	KI ¹⁰	KBr ⁹	KCl ²
	Fe ₂ Te ²³	Fe ₂ Se ¹⁶	Fe ₂ S ¹⁵	FeI ¹¹	FeBr ⁷	FeCl ³
	BaTe ²⁴	BaSe ¹⁶	BaS ¹²	BaI ¹²	BaBr ⁸	BaCl ⁴

	N ³⁻	O ²⁻	Cl ¹⁻	C ⁴⁻	S ²⁻	P ³⁻
	Na ₃ N ²¹	Na ₂ O ¹³	NaCl ¹³	Na ₄ C ⁹	Na ₂ S ⁵	Na ₃ P ¹
	Mg ₃ N ²²	MgO ¹⁸	MgCl ¹¹	Mg ₄ C ¹⁰	Mg ₂ S ⁹	Mg ₃ P ²
	CrN ²³	CrO ¹⁶	CrCl ¹⁵	Cr ₄ C ¹¹	Cr ₂ S ⁷	Cr ₃ P ³
	Cr ₃ N ₂ ²⁴	Cr ₂ O ₃ ²⁰	CrCl ₃ ¹⁶	Cr ₄ C ₄ ¹²	Cr ₂ S ⁸	Cr ₃ P ⁴



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD II.

NOMENCLATURA II.

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

OBJETIVOS.

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

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

d) Sales poliatómicas ácidas.

e) Sales dobles.

f) Sales básicas.

g) Sales hidratadas.

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

a) Oxidos.

b) Anhídridos.

c) Peróxidos.

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

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

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

1.- Estudiar íntegramente el contenido del capítulo 2 del texto.

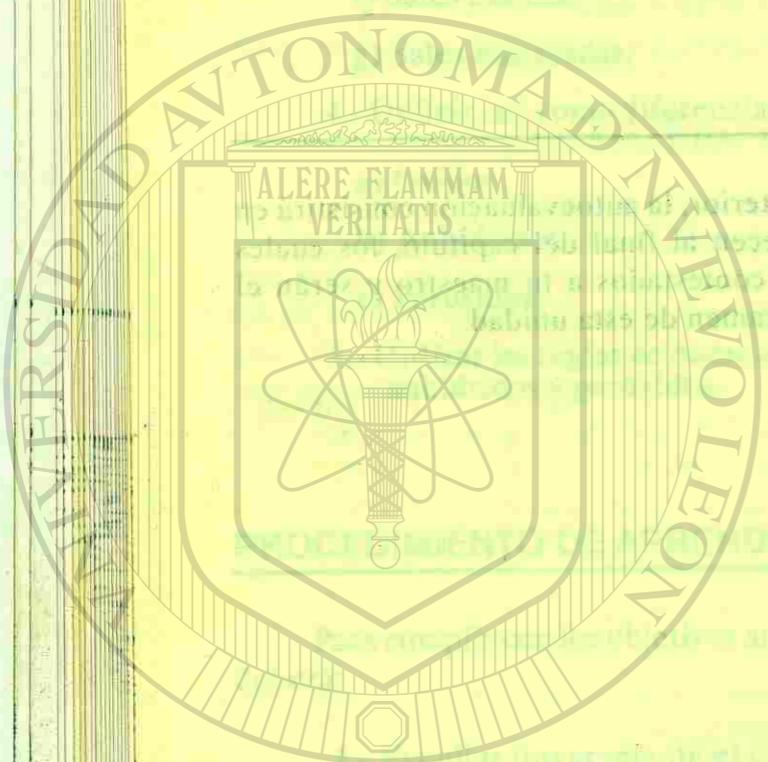
2.- Practicar algunos ejemplos para nombrar algunos de los compuestos que el texto señale inmediatamente después de haber estudiado las reglas de nomenclatura para el caso que se trate. Logrando con esto, irse familiarizando en la nomenclatura de los diferentes compuestos químicos.

3.- Cualquier duda que surja pregunta a tu maestro, pero no te quedes con ella; así como comentar con tus compañeros o practicar en equipo para comprender mejor el contenido de capítulo.

4.- Aunque parezca que es mucha cantidad de ejercicios que aparecen al final del capítulo, contesta todos, ya que es en tu propio beneficio.

AUTOEVALUACIÓN.

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



CAPÍTULO II.

NOMENCLATURA II.

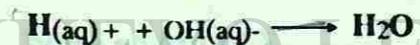
2-1 REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN.

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

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



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



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

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

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

Existen sales binarias, ternarias y poliatómicas.

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

Ejemplo:



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



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

NaCl	Cloruro de sodio
CaCl ₂	cloruro de calcio
MgBr ₂	bromuro de magnesio
FeCl ₂	cloruro de hierro (II); cloruro ferroso
FeCl ₃	cloruro de hierro (III);

fecl₃

CuI

cloruro férrico

Yoduro de cobre.

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

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

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

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

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

Ácido

H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
H ₃ PO ₃	ácido fosforoso
HClO	ácido hipocloroso
HCN	ácido cianhídrico

Sal

CaSO_4	sulfato de calcio
Na_3PO_3	fosfito de sodio.
NaClO	hipoclorito de sodio.
KCN	cianuro de potasio.

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

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

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

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

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

NaHSO_4	sulfato de sodio e hidrógeno.
NaHCO_3	carbonato de sodio e hidrógeno (bicarbonato de sodio).



sulfito de sodio e hidrógeno (bisulfito de sodio)

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

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

KNaCO_3	carbonato de potasio y sodio
KMgF_3	fluoruro de potasio y magnesio

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

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	hidroxicloruro de magnesio.
$\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{Cl}$	trihidroxicloruro de cobre (II)

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

por un punto del número de moléculas de agua y de la fórmula del agua.

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

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	sulfato de cobre (II), pentahidrato.
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	sulfato de zinc (II), heptahidrato.
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	carbonato de sodio, decahidrato

2-3 ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS.

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

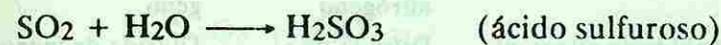
Para nombrarlos se menciona la palabra óxido seguido del nombre del metal. Ejemplo:

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

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

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

SO_2 dióxido de azufre o anhídrido sulfuroso.



SO_3 trióxido de azufre o anhídrido sulfúrico.



CO_2 dióxido de carbono o anhídrido carbónico.



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

Correcto Antiguo Actual correcto

N ₂ O	anhídrido hiponitroso	óxido nitroso	Monóxido de dinitrógeno
(N ₂ O ₂)NO		óxido nítrico	Monóxido de mononitrógeno
N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso	Trióxido de nitrógeno	Trióxido de dinitrógeno
(N ₂ O ₄)NO ₂	Anhídrido nitrosnítrico	Dióxido de nitrógeno	Dióxido de mononitrógeno
N ₂ O ₅	Anhídrido Nítrico	Pentóxido de nitrógeno	Pentóxido de dinitrógeno
Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	Subóxido de cloro	Monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₂		Monóxido de cloro	Monóxido de monocloro
Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso	Trióxido de cloro	Trióxido de dicloro.
Cl ₂ O ₄		Dióxido de cloro	Dióxido de monocloro
Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Pentóxido de cloro	Pentóxido de dicloro
Cl ₂ O ₆		Trióxido de cloro	Trióxido de monocloro
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Heptóxido de cloro	Heptóxido de dicloro

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

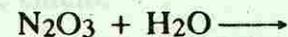
Ejemplo:

H₂O₂ peróxido de hidrógeno.

Na₂O₂ peróxido de sodio.

EJERCICIO.

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



2.- Escribe la fórmula de:

Peróxido de bario _____

Peróxido de potasio _____

Peróxido de Zinc _____

Peróxido de litio _____

3.- Escribe la fórmula de:

Oxido de bario. _____

Oxido de boro. _____

Monóxido de manganeso. _____

Dióxido de manganeso _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes.

Cloruro de plata _____

Cianuro de plata _____

Sulfato ácido de calcio _____

Carbonato ácido de magnesio. _____

Sulfato ácido de magnesio. _____

Carbonato ácido de calcio. _____

Sulfito de sodio. _____

Clorato de calcio. _____

Fosfato de magnesio. _____

Nitrito de sodio. _____

Nitrito de amonio. _____

Sulfuro de zinc. _____

Bromito de sodio. _____

Permanganato de potasio. _____

Fosfato de amonio. _____

Hipoyodito de zinc. _____

Sulfuro de cadmio. _____

Acido nítrico. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes.

Sulfato de amonio. _____

Nitrato de calcio. _____

Nitrito de potasio. _____

Oxido de sodio. _____

Clorato de potasio. _____

Hidróxido de sodio. _____

Yodato de mercurio (II). _____

Cianuro de potasio. _____

Sulfato de calcio. _____

Carbonato ácido de calcio. _____

Sulfito de potasio. _____

Cromato de potasio. _____

Permanganato de potasio. _____

Nitrito de galio. _____

Fosfito de magnesio. _____

Cianuro de amonio. _____

Hidróxido de calcio. _____

Sulfato de talio III. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes.

Fosfito monácido de sodio. _____

Cloruro de fierro III _____

Hidróxido de potasio. _____

Perclorato de potasio. _____

Oxido de bario. _____

Anhídrido sulfúrico. _____

Peróxido de bario. _____

Carbonato de zinc. _____

Sulfocianuro de potasio. _____

Clorato de potasio. _____

Oxido de fierro II. _____

Hipoclorito de calcio. _____

Bicarbonato de sodio. _____

Carbonato ácido de calcio. _____

Sulfuro de plomo II. _____

Nitrato de calcio. _____

Sulfato de cobre II. _____

Acido clorhídrico. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato de cobre I. _____

Nitrito de calcio. _____

Sulfato ácido de fierro II. _____

Permanganato de potasio. _____

Sulfuro de antimonio III. _____

Fosfato de calcio. _____

Hipoclorito de calcio. _____

Dicromato de potasio. _____

Nitrato de plata. _____

Nitrito de amonio. _____

Cloruro de sodio. _____

Oxido de aluminio. _____

Hidróxido de sodio. _____

Yoduro de mercurio II. _____

Clorato de potasio. _____

Carbonato ácido de calcio. _____

Hipofosfito de bario. _____

Peróxido de hidrógeno. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Cloruro de potasio. _____

Bromuro de sodio. _____

Yoduro de litio. _____

Sulfuro de calcio. _____

Nitrato de galio. _____

Carburo de silicio. _____

Bromuro de calcio. _____

Cloruro de aluminio. _____

Sulfuro de sodio. _____

Yoduro de magnesio. _____

Nitruro de bario. _____

Cloruro de sodio. _____

Seleniuro de sodio. _____

Yoduro de zinc. _____

Sulfuro de cadmio. _____

Fosfuro de litio. _____

Cloruro de carbono. _____

Bromuro de aluminio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Yoduro de fierro II. _____

Cloruro de sodio. _____

Seleniuro de calcio. _____

Cloruro de hidrógeno. _____

Bromuro de calcio. _____

Yoduro de silicio. _____

Cloruro de fierro III. _____

Sulfuro de fierro III. _____

Teluro de plata. _____

Cloruro de germanio IV. _____

Carburo de calcio. _____

Bromuro de hidrógeno. _____

Bromuro de potasio. _____

Nitruro de calcio. _____

Fosfuro de sodio. _____

Cloruro de aluminio. _____

Tetracloruro de carbono. _____

Yoduro de magnesio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Cloruro de sodio. _____

Cloruro de calcio. _____

Cloruro de aluminio. _____

Cloruro de plomo IV. _____

Cloruro de fósforo V. _____

Cloruro de amonio. _____

Bromuro de potasio. _____

Bromuro de magnesio. _____

Bromuro de fierro III. _____

Bromuro de germanio IV. _____

Bromuro de arsénico V. _____

Bromuro de amonio. _____

Yoduro de rubidio. _____

Yoduro de bario. _____

Yoduro de galio. _____

Yoduro de estaño IV. _____

Yoduro de antimonio V. _____

Yoduro de amonio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Sulfuro de potasio. _____

Sulfuro de calcio. _____

Sulfuro de hierro III. _____

Sulfuro de carbono. _____

Sulfuro de fósforo V. _____

Sulfuro potásico. _____

Sulfuro cálcico. _____

Sulfuro férrico. _____

Disulfuro de carbono. _____

Sulfuro fosfórico. _____

Sulfuro ferroso. _____

Sulfuro fosforoso. _____

Trisulfuro de difierro. _____

Disulfuro de monocarbono. _____

Pentasulfuro de difósforo. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes.

Oxido de fierro. _____

Oxido de fierro II. _____

Sulfuro de germanio IV. _____

Sulfuro de germanio II. _____

Cloruro de plomo IV. _____

Cloruro de plomo II. _____

Trióxido de difierro. _____

Monóxido de monofierro. _____

Disulfuro de monogermanio. _____

Monosulfuro de monogermanio. _____

Tetracloruro de plomo. _____

Dicloruro de plomo. _____

Oxido férrico. _____

Oxido ferroso. _____

Sulfuro germánico. _____

Sulfuro germanoso. _____

Cloruro plúmbico. _____

Cloruro plumboso. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Sulfato de sodio.

Carbonato de potasio.

Nitrato de plata.

Manganato de sodio.

Fosfato de litio.

Cromato de potasio.

Sulfito de sodio.

Permanganato de potasio.

Nitrito de plata.

Manganito de sodio.

Fosfito de litio.

Cromito de potasio.

Sulfato de calcio.

Carbonato de calcio.

Nitrato de calcio.

Nitrato de calcio.

Manganato de calcio.

Fosfato de calcio.

Cromato de calcio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

Carbonato de sodio.

Nitrito de amonio.

Fosfato de magnesio.

Sulfito de sodio.

Arseniato de amonio.

Clorato de magnesio.

Hipoclorito de sodio.

Nitrato de potasio.

Cromato de rubidio.

Perclorato de potasio.

Manganato de sodio.

Carbonato de aluminio.

Nitrito de bario.

Nitrato de calcio.

Clorato de potasio.

Permanganato de sodio.

Sulfato de bario.

Hidróxido de sodio.

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Carbonato ácido de sodio. _____
- Sulfato ácido de potasio. _____
- Fosfato monácido de sodio. _____
- Clorato de potasio. _____
- Nitrato de magnesio. _____
- Sulfuro de germanio IV. _____
- Cloruro germánico. _____
- Yoduro de fierro II. _____
- Cloruro ferroso. _____
- Oxido de cobre II. _____
- Oxido cúprico. _____
- Carbonato de sodio. _____
- Sulfato de potasio. _____
- Fosfato disódico. _____
- Fosfato monopotásico. _____
- Cloruro de calcio. _____
- Nitrato de sodio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Nitrato de zinc. _____
- Sulfocianuro de potasio. _____
- Carbonato de amonio. _____
- Cromato de potasio. _____
- Clorato de calcio. _____
- Permanganato de sodio. _____
- Nitrato de sodio. _____
- Sulfato de potasio. _____
- Manganato de sodio. _____
- Fosfito de magnesio. _____
- Cloruro de fierro III. _____
- Cianuro de amonio. _____
- Oxido de litio. _____
- Sulfito de sodio. _____
- Hidróxido de amonio. _____
- Anhídrido nítrico. _____
- Hipobromito de bario. _____
- Sulfato de talio. _____

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Yodato de mercurio I. _____
- Fosfato de sodio. _____
- Nitrato de plata. _____
- Hidróxido de potasio. _____
- Carbonato de calcio. _____
- Cianuro de cerio IV. _____
- Nitrito de calcio. _____
- Sulfuro de cadmio. _____
- Anhídrido carbónico. _____
- Acido fosfórico. _____
- Hidróxido de sodio. _____
- Yoduro de estroncio. _____
- Hipoclorito de calcio. _____
- Anhídrido fosfórico. _____
- Cromato de potasio. _____
- Permanganato de potasio. _____
- Hidróxido de calcio. _____
- Carbonato ácido de sodio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

- Fosfito monoácido de sodio. _____
- Cloruro de fierro III. _____
- Hidróxido de potasio. _____
- Perclorato de potasio. _____
- Oxido de bario. _____
- Peróxido de bario. _____
- Carbonato de calcio. _____
- Carbonato ácido de calcio. _____
- Sulfuro de plomo II. _____
- Nitrato de plata. _____
- Sulfato de cobre II. _____
- Acido clorhídrico. _____
- Anhídrido sulfuroso. _____
- Cianuro de potasio. _____
- Clorato de potasio. _____
- Oxido de fierro II. _____
- Hipoclorito de sodio. _____
- Sulfocianuro de potasio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Nitrito de sodio. _____

Carbonato de potasio. _____

Sulfuro de calcio. _____

Dicromato de amonio. _____

Manganato de bario. _____

Hidróxido de potasio. _____

Yoduro de mercurio II. _____

Nitrato de potasio. _____

Sulfato de sodio. _____

Clorato de potasio. _____

Oxido de bario. _____

Peróxido de bario. _____

Arseniato de potasio. _____

Sulfuro de arsénico III. _____

Sulfato de plomo II. _____

Hidróxido de aluminio. _____

Anhídrido nitroso. _____

Carbonato de sodio. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Acido clorhídrico. _____

Nitruro de calcio. _____

Permanganato de fierro III. _____

Hipoclorito de sodio. _____

Sulfuro de fierro II. _____

Sulfito de bario. _____

Hipofosfito de fierro II. _____

Sulfito de sodio. _____

Peróxido de sodio. _____

Sulfuro de magnesio. _____

Carbonato de fierro II. _____

Sulfato ácido de calcio. _____

Carburo de aluminio. _____

Nitrato de calcio. _____

Hidruro de sodio. _____

Sulfuro ferroso. _____

Fosfito de potasio. _____

Oxido de hidrógeno. _____

EJERCICIO.

Escriba las fórmulas de los compuestos siguientes:

Carbonato de potasio.

Nitrato de bario.

Clorato de sodio.

Hipofosfito de litio.

Peryodato de magnesio.

Cromato de potasio.

Nitrito de sodio.

Sulfato de potasio.

Manganato de zinc.

Fosfato de magnesio.

Cloruro de hierro III.

Cloruro de hierro II.

Bromuro de calcio.

Hipoclorito de calcio.

Nitrato de potasio.

Sulfito de níquel III.

Carbonato de calcio.

Yodato de amonio.

EJERCICIO.

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

	Na	Ca	H	Mg	Fe ^{III}	Fe ^{II}
NO ₃	1	5	9	13	17	21
NO ₂	2	6	10	14	18	22
HSO ₄	3	7	11	15	19	23
HCO ₃	4	8	12	16	20	24

42	20	91	21	8	4	H ₃ P
23	61	51	11	7	3	H ₂ Te
22	81	41	01	9	2	HF
12	71	31	6	5	1	H ₃ N
K	Ni ^{III}	Ni ^{II}	IV	Rb	Ca	

42	02	91	21	8	4	H ₃ P
23	61	51	11	7	3	H ₂ Te
22	81	41	01	9	2	H ₃ N
12	71	31	6	5	1	HBr
Na	Mg	IV	K	Ca	Rb	

20340

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

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

	24	20	91	21	8	4	Fe ^{III}
	23	61	51	11	7	3	Fe ^{II}
	22	18	41	10	9	2	K
	21	17	31	6	5	1	Mg
H ₃ AsO ₃							
	24	02	91	21	8	4	NO ₂
	23	61	51	11	7	3	CO ₃
	22	81	41	01	9	2	NO ₃
	21	11	31	6	5	1	SO ₃
H ₃ AsO ₄							
H ₂ SeO ₄							
H ₂ SeO ₃							
HNO ₃							
HNO ₂							
H ₃ AsO ₂							

	24	20	91	21	8	4	Pb ²⁺
	23	61	51	11	7	3	
	22	18	41	10	9	2	
	21	17	31	6	5	1	
Mg							
HNO ₂	1	5	9	13	17	21	
H ₂ SO ₄	2	6	10	14	18	22	
H ₃ PO ₄	3	7	11	15	19	23	
HNO ₃	4	8	12	16	20	24	

	24	20	91	21	8	4	Mn ^{II}
	23	61	51	11	7	3	
	22	18	41	10	9	2	
	21	17	31	6	5	1	
K							
HClO	1	5	9	13	17	21	
H ₂ SO ₄	2	6	10	14	18	22	
HIO ₃	3	7	11	15	19	23	
H ₃ AsO ₂	4	8	12	16	20	24	

42	20	91	21	8	4	CNO
23	19	51	11	7	3	O
22	18	41	01	9	2	CN
12	11	31	6	5	1	S
Ca	K	Al	H	Mg	Na	

42	20	91	21	8	4	NH ⁴
23	19	51	11	7	3	Ba
22	18	41	01	9	2	Na
12	11	31	6	5	1	Cr ³⁺
H ₃ PO ₂	EOuM ₂ H	H ₂	H ₃ PO ₃	EO ₂ CO	OH	

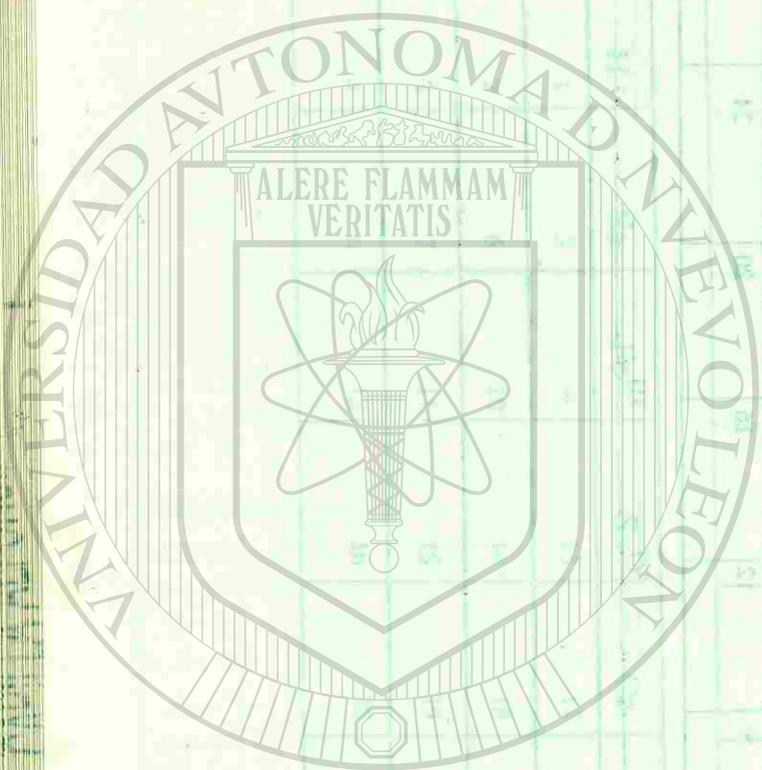
	H ₂ CO ₃	HI	H ₃ ASO ₄	H ₂ S	HMnO ₄	H ₂ MnO ₄
Rb	1	5	9	13	17	21
Sn	2	6	10	14	18	22
Cu ^I	3	7	11	15	19	23
Cu ^{II}	4	8	12	16	20	24

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

	42	02	91	21	8	4	S
	23	61	51	11	7	3	Br
	22	81	41	01	9	2	C
	12	71	31	6	5	1	Cl
Ni ^{II}		Fe ^{III}	Pb ^{II}	Hg ^I	Cd	Rb	

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

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



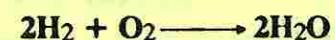
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

UNIDAD III.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

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



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

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

OBJETIVOS.

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

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

a) Reacción química.

b) Ecuación química.

2.- Representar las reacciones químicas por medio de ecuaciones.

3.- Explicar en qué consisten cada uno de los siguientes tipos de reacciones:

a) De neutralización.

b) Endotérmicas.

c) Exotérmicas.

d) De oxidación.

e) De reducción.

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

a) Reactivos.

b) Productos.

en una reacción química.

5.- Diferenciar los significados de los términos:

a) Cinética química.

b) Termodinámica.

Estudio de los mecanismos de reacciones
Cambios de energía

6.- Mencionar cuando menos 3 de las técnicas usadas para la medición de las velocidades de reacción.

7.- Identificar el paso que determina la velocidad de una reacción cuando ésta está dada en varios pasos.

8.- Explicar la importancia de las colisiones moleculares en la ecuación de una reacción química.

9.- Definir y explicar la importancia de los mecanismos de reacción.

10.- Diferenciar, así como reconocer la expresión de la ley de la velocidad de reacción.

11.- Explicar la relación que hay entre las rupturas de enlace y la velocidad de una reacción.

12.- Explicar los efectos de la temperatura y la concentración de los reaccionantes en la velocidad de reacción.

13.- Definir a qué llamamos umbral de energía de activación.

14.- Explicar la teoría del complejo activado.

15.- Explicar la importancia del uso de catalizadores en una reacción, así como diferenciar entre catalizadores heterogéneos y homogéneos.

16.- Definir el término quimioadsorción.

17.- Explicar el concepto: enzima.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

1.- Leer íntegramente el capítulo 2.

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

REQUISITO.

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

CAPITULO III.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

3-1 FÓRMULAS QUÍMICAS.

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

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

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

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

3-2 DETERMINACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN

El estado de oxidación es un concepto útil para diagnosticar rápidamente el estado de oxidación o reducción de átomos particulares en especies compuestas como MnO_2 , H_3AsO_3 y $HAsO_4^{2-}$. El estado de oxidación de un átomo en alguna combinación química es la carga eléctrica asignada a ese átomo de acuerdo con un conjunto prescrito de reglas. Con frecuencia se utilizan otras expresiones para referirse al estado de oxidación, como el número de oxidación o el estado de oxidación.

Debe señalarse que el estado de oxidación no es lo mismo que la carga formal. La carga formal está basada en el mapeo de la distribución de carga real de una molécula o ion entre los átomos componentes, de acuerdo con el conocimiento detallado de la estructura y del enlace electrónico. Sin embargo, el estado de oxidación es una asignación más simple que no requiere de información acerca de variables electrónicas como el enlace sencillo o múltiple y las estructuras que siguen la regla del octeto contra las que no siguen. El estado de oxidación se calcula directamente a partir de la fórmula de composición, como MnO_2 , H_3AsO_3 . Las dos reglas básicas para asignar el estado de oxidación son las siguientes:

1.- En los compuestos iónicos binarios el estado de oxidación es la carga por átomo.

Ejemplo: El $CdCl_2$ es un compuesto iónico y puede designarse como $Cd^{2+} Cl_2$ para indicar su carácter iónico. El cadmio posee una carga real de +2 y un estado de oxidación de +2. Cada ion cloruro posee una carga real de -1 y un estado de oxidación de -1.

2.- En los compuestos covalentes o no iónicos, los electrones que participan en la formación del enlace no se transfieren completamente de un elemento al otro, pero están compartidos más o menos en la misma forma por los átomos enlazados. Sin embargo, para calcular el estado de oxidación se acostumbra asignar cada electrón de enlace a algún átomo particular. Si los átomos son del mismo tipo, la mitad de los electrones de enlace se asigna a cada uno de los dos átomos. Si los átomos son diferentes, todos los electrones en el enlace se asignan al átomo que tiene mayor electronegatividad.

- El estado de oxidación de un elemento libre y sin combinar es cero.
- El estado de oxidación del hidrógeno en compuestos es generalmente +1, excepto en el caso de los hidruros metálicos, en donde es -1.
- El estado de oxidación del oxígeno en los compuestos es generalmente -II excepto en los peróxidos, en donde es -I, o en los compuestos fluorados, en donde puede ser positivo.
- La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos en una molécula neutra es igual a cero.
- La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos en un ion es igual a la carga del ion.

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

+1 -2
 H₂O
 Agua

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

+1 -1
 NaCl
 cloruro de sodio

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

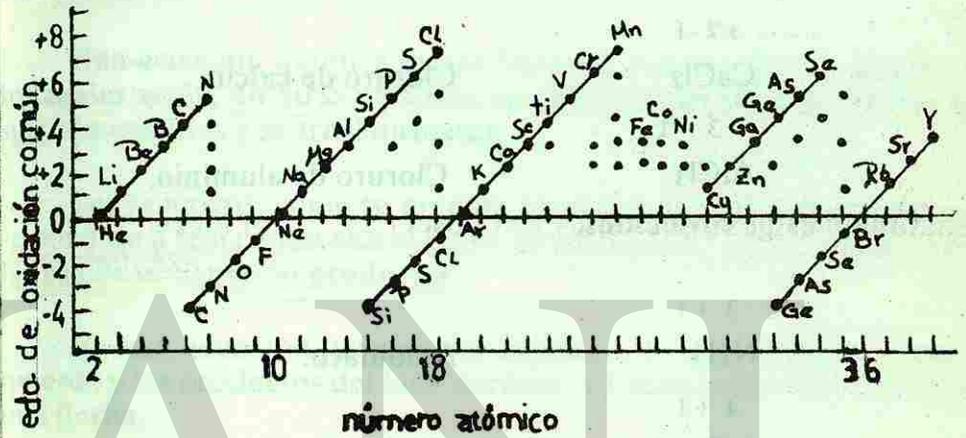
+1 +6 -2
 Na₂SO₄
 Sulfato de sodio

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

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

Para una mayor información, el alumno deberá recordar la unidad concerniente a la tabla periódica en donde entre otras cosas, se mencionó que había una relación entre los diferentes grupos de la tabla con la valencia (o número de oxidación de los elementos).

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII
Número de oxidación	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
				-4	-3	-2	-1



Por otro lado, para escribir la fórmula de un compuesto electrovalente o iónico, se acostumbra colocar primero el símbolo del elemento que posee un número de oxidación positivo y en seguida el del elemento con número de oxidación negativo. En otras palabras, primero el elemento más metálico de los dos y en seguida el no metal.

Para los compuestos covalentes, esta regla anterior del orden de los componentes NO siempre se aplica.

Ejemplos:

Compuestos electrovalentes o iónicos.

+1 -1

NaCl

Cloruro de sodio.

+1 -1

LiBr

Bromuro de litio.

+2 -1

CaCl₂

Cloruro de calcio.

+3 +1

AlCl₃

Cloruro de aluminio.

Compuestos covalentes.

-3 +1

NH₃

Amoníaco.

-4 +1

CH₄

Metano.

Una vez conocidos los números de oxidación, se facilita notablemente deducir la relación en que se encuentran los átomos de un compuesto y, a partir de aquí, su fórmula.

El método a seguir es escribir el número de oxidación encima de cada elemento o ion y colocar cada uno de estos números como subíndice del otro símbolo, recordando que nunca se escribe el subíndice 1 en las fórmulas. Ejemplos:

+2 -1

Ba Cl = BaCl₂

Cloruro de bario.

+3 -2

As S = As₂S₃

Sulfuro de arsénico.

3-3 ECUACIONES QUÍMICAS.

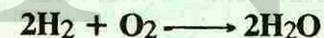
Antes de entrar de lleno al estudio de las ecuaciones químicas, hay que separar claramente los términos reacción y ecuación química, ya que definitivamente no son lo mismo. Mientras que una reacción química es un cambio químico que realmente ocurre o se experimenta en la naturaleza o en el laboratorio, una ecuación química es una representación escrita (utilizando símbolos, signos y flechas) de una verdadera reacción.

Una ecuación química estará formada por reactivos y productos, los cuales serán, en otras palabras, las fórmulas de los compuestos que sufrirán cambios y se transformarán.

Los reactivos, como su nombre lo indica, serán las sustancias que se pondrán a reaccionar con el fin de obtener otras sustancias diferentes las cuales se llamarán productos.

En una ecuación química los reactivos se escribirán del lado izquierdo y los productos del lado derecho, y estarán separados mediante una flecha.

Ejemplo:



Esta ecuación nos indica que 2 moléculas de hidrógeno se combinan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua. Por otro lado, también nos señala que cada molécula de hidrógeno contiene 2 átomos, que cada molécula de oxígeno contiene 2 átomos y que cada molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

Los números que van delante de las fórmulas se les llama coeficientes. Estos indican la cantidad de moléculas que reaccionan entre sí,

y no deben confundirse con los subíndices, los cuales indican la cantidad de átomos presentes en una molécula.

Las ecuaciones químicas no tienen por qué indicar la temperatura, concentración y demás factores necesarios para que se lleve a cabo la reacción; tampoco indican la velocidad a la que ocurre la reacción.

A continuación, describiremos el mecanismo más adecuado para escribir una ecuación química correspondiente. Para esto utilizaremos como ejemplo la reacción del aluminio con el oxígeno para producir óxido de aluminio.

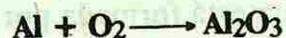
- 1.- Se debe escribir con palabras del lado izquierdo de la flecha las sustancias que reaccionan (reactivos) y a la derecha las sustancias que se forman (productos). Las diversas sustancias se separan con el signo +.



- 2.- Escribir las fórmulas correctas de las sustancias mencionadas en la ecuación con palabras, pero para esto, tomar en cuenta lo siguiente:

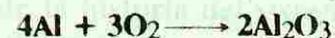
- a) Cuando reaccionan elementos solos, se representan en las ecuaciones como moléculas monoatómicas, es decir, el puro símbolo, sin subíndices. Excepciones a este caso serán las moléculas diatómicas de Cl₂, Br₂, F₂, I₂, O₂, H₂, N₂.
- b) Las fórmulas de los diferentes compuestos se podrán obtener a partir de los números de oxidación de los elementos constituyentes.

Según nuestro ejemplo:



Hasta aquí se podría pensar que la ecuación está terminada, pero esto es falso, ya que faltaría ajustar o balancear la ecuación, es decir, colocar coeficientes en las fórmulas usadas de manera que en ambos

lados de la ecuación se tenga el mismo tipo y número de átomos. Esto sería:



Es de suma importancia dejar claro que para balancear la ecuación no se modificó ninguno de los subíndices que se obtuvieron según el segundo paso. Los mecanismos para ajustar o balancear ecuaciones se estudiarán en el siguiente capítulo.

3-4 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.

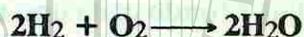
Dependiendo de los temas tan vastos en donde la química tiene aplicación, podríamos hablar de muchos y variados tipos de reacciones; reconociendo que al estudiar a fondo cada uno de ellos, sería tanto como para elaborar un texto completo sobre este tema. A continuación, trataremos de algunos tipos de reacciones y su significado solamente.

- a) Reacciones de neutralización. Esta es la reacción fundamental que tiene lugar al neutralizarse mutuamente los ácidos y las bases en disoluciones acuosas.
- b) Reacciones endotérmicas. Son las reacciones en las que las sustancias absorben energía de los alrededores.
- c) Reacciones exotérmicas. Son aquellas en las que las sustancias cambian de tal manera que ceden energía a sus alrededores.
- d) Reacciones de oxidación. Son aquellas en las que alguna sustancia se combina con el oxígeno.
- e) Reacciones de reducción. Es el contrario a la oxidación y consiste en que la sustancia se libre del oxígeno. Para esto, un excelente agente reductor es el hidrógeno.

Y así, existen infinidad de reacciones que no acabaríamos de enumerar.

3-5 CINÉTICA QUÍMICA.

En este punto como en los siguientes trataremos uno de los aspectos más importantes de las reacciones químicas. ¿Con qué rapidez se efectúan tales reacciones? ¿Por medio de qué proceso o mecanismo se llevan a cabo? ¿Hasta qué grado se forman los productos deseados? Veremos además, los factores que influyen tanto en las velocidades como en los enlaces de las reacciones químicas. En general, una reacción química se describe mediante una representación gráfica llamada ecuación química, pero aún en algunas de las reacciones más simples como por ejemplo,



el mecanismo real no queda aclarado con la ecuación estequiométrica más bien, la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno implica una serie de pasos, algunos de los cuales se efectúan muy rápidamente, y otros más lentamente. Por aplicación de los principios de la cinética de reacción podemos saber cuántos son estos pasos.

3-6 CINÉTICA QUÍMICA Y TERMODINÁMICA QUÍMICA.

Un principio fundamental de la termodinámica química es que, el cambio de energía entre reaccionantes iniciales y productos finales de una reacción, es independiente de la clase y número de estados intermedios producidos. El mismo cambio completo de energía se produce en una reacción con independencia de como ésta se realice. De esto podemos deducir un corolario. Los cambios de energía en una reacción química son independientes del tiempo.

Si una reacción se produce en una milésima de segundo o en mil años, se desprende o se absorbe la misma cantidad de energía. El conocimiento de las propiedades termodinámicas de un sistema de reacción revela parte de la historia del sistema; ésta se complementa conociendo la cinética química.

Por ejemplo, si conocemos las propiedades termodinámicas del hidrógeno, del oxígeno y del valor de agua, podemos predecir que ambos gases reaccionarán espontáneamente con la evolución de energía para formar vapor de agua. Sin embargo, cuando estos gases se mezclan a la temperatura ordinaria, la velocidad de reacción es extraordinariamente lenta. Las propiedades cinéticas de esta reacción son tales que es necesario, para iniciar la reacción, añadir alguna energía. Una vez iniciada puede proseguir con una rapidez explosiva. Así, el conocimiento de las propiedades termodinámicas y cinéticas de una reacción química nos da un cuadro más completo del fenómeno.

La termodinámica se aplica solamente a las reacciones completas (a los estados inicial y final). La cinética nos muestra el proceso comprendido entre el estado inicial y final.

3-7 REACCIONES LENTAS Y VELOCIDADES DE RECCIÓN.

Si colocamos hierro en una solución de ácido clorhídrico, hay evidencia de una reacción porque se desprende hidrógeno gaseoso.



Un trozo de zinc sumergido en ácido clorhídrico origina un desprendimiento más rápido de gas hidrógeno. Por otra parte, una pieza de oro no da señales de que reaccione, evidentemente la velocidad de una reacción química está determinada, en primer lugar, por la naturaleza de las sustancias. Se han ideado muchas técnicas para determinar la velocidad de reacción. En todas se mide el cambio en la concentración de uno de los componentes de la reacción. Para un

reaccionante la disminución de la concentración; para un producto, el aumento de la concentración. En una técnica, se mezclan los reaccionantes para iniciar la reacción y, periódicamente se separa una pequeña muestra analizando sus concentraciones. En muchos casos, antes del análisis, la pequeña muestra se enfría rápidamente para impedir que continúe la reacción mientras se hace el análisis, ya que un descenso de la temperatura origina un descenso en la velocidad de reacción.

Muchas veces, es posible medir alguna propiedad que refleja la concentración con el tiempo sin sacar muestras. Se consigue midiendo alguna propiedad física que se relacione con la concentración de una especie. Por ejemplo, si la reacción va acompañada de un cambio de color, puede ser medida la intensidad del color y relacionarla con el cambio de concentración. Así, cuando se añade color a una solución de bromuro,



el aumento en la intensidad del color café rojizo del bromo es directamente proporcional al incremento de concentración. Cuando se sumerge una barra de zinc en una solución de sulfato de cobre (II), se puede relacionar la gradual disminución de la intensidad de color azul del sulfato de cobre con una decreciente concentración.

En las reacciones entre los gases, se puede utilizar los cambios de presión que ocurren a medida que avanza la reacción. Por ejemplo, en la reacción a temperatura elevada, entre el hidrógeno y el monóxido de nitrógeno gaseoso, se convierten cuatro moles de reaccionante gaseosos en tres moles de productos gaseosos.



Al avanzar la reacción, disminuye la presión. Según las leyes de los gases, podemos convertir la disminución de la presión por unidad de tiempo en disminución de la cantidad de reaccionantes por unidad de tiempo. Los cambios de presión medidos pueden convertirse en velocidades de reacción calculados.

3-8 REACCIONES QUÍMICAS DE VARIOS PASOS

Para la mayoría de las reacciones, la reacción total no ocurre en uno, sino en varios pasos. Por ejemplo, una reacción química total neta puede representarse por la ecuación:



Sin embargo, esta reacción puede ser el resultado de una secuencia de tres o más reacciones. Por ejemplo:

1. $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$ (rápida)
2. $2\text{C} + \text{B} \longrightarrow \text{D} + \text{E}$ (lenta)
3. $\text{A} + \text{E} \longrightarrow \text{F}$ (rápida)

NETA:



En este caso hay que tener en cuenta que la entalpía de reacción neta es la diferencia entre la entalpía de los reaccionantes (2A + 2B + C) y los productos (D + F), y que no dependen de las etapas sucesivas. Como la reacción intermedia (2) es mucho más lenta que las reacciones (1) y (3), la velocidad de reacción neta para la producción de (D + F) a partir de (2A + 2B + C) está determinada por la velocidad de reacción lenta (2).

La velocidad de una reacción química está determinada por la velocidad del paso más lento en la secuencia de las reacciones. Es una conclusión más o menos evidente basada en la experiencia. Si en una fila de automóviles que se desplazan por una carretera angosta, uno avanza a 40 km/hr, entonces las que van atrás, aunque puedan avanzar

a 100 km/hr, tienen que seguir a la velocidad del automóvil lento, 40 km/hr.

3-9 LAS REACCIONES OCURREN CUANDO EXISTEN COLISIONES.

Para que ocurra una reacción química, se supone que chocan entre sí las moléculas reaccionantes. Durante la colisión hay una transferencia de energía; si la colisión es favorable, se rompen enlaces químicos, se forman nuevos enlaces y los reaccionantes se convierten en productos. Para la reacción general deben ocurrir tres colisiones separadas que conduzcan a la conversión neta de los reaccionantes en productos. Los dos pasos de reacciones rápidas ($A + B \longrightarrow C$) y ($A + E \longrightarrow F$) implican colisiones bimoleculares, sólo se necesitan dos átomos para la colisión y reacción. Para la reacción lenta, ($2C + B \longrightarrow D + F$) es necesaria una colisión trimolecular.

Si depositamos canicas en una caja transparente y se sacuden, una observación cuidadosa revelaría muchas colisiones entre dos canicas, pero sólo muy pocas entre tres canicas. Podemos concluir que las colisiones entre dos partículas (dos cuerpos) son más probables que entre tres partículas (tres cuerpos).

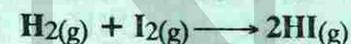
Las colisiones simultáneas entre cuatro o más partículas son tan raras que no se toman en cuenta. Ya que una reacción química implica colisiones, es de esperar que las que requieren colisiones trimoleculares sean las más lentas que las que sólo requieren colisiones bimoleculares, en igualdad de condiciones. Ahora se entiende por qué la reacción intermedia (2) es lenta.

3-10 MECANISMOS DE REACCIÓN.

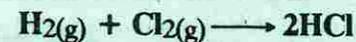
La secuencia de los pasos que intervienen en la reacción total se conoce como el **mecanismo de reacción**. Por lo general, es difícil determinarlo correctamente midiendo el cambio que ocurre en la velocidad de reacción por los cambios de concentración que ocurren en los reaccionantes, es posible decidir el paso lento que determina la velocidad. Si sólo intervienen unos cuantos pasos en el mecanismo de reacción total, el conocer cuál es el paso más lento permite, a su vez, al investigador seguir los otros pasos.

La determinación del mecanismo de reacción requiere todavía una cuidadosa e imaginativa experimentación. Una de las facetas más interesantes del estudio de los mecanismos de reacción es nuestra incapacidad actual para predecir exactamente el mecanismo en una reacción de la reacción neta.

En las reacciones químicas de los halógenos, en la fase gaseosa, el yodo reacciona con el hidrógeno:



Durante muchos años, se había afirmado que esta reacción es un simple mecanismo que implica colisiones bimoleculares entre moléculas de hidrógeno y yodo. Sin embargo, investigaciones más recientes indican que el mecanismo es, en realidad, completamente diferente y mucho más complejo. De hecho, parece ser similar a la reacción entre los gases hidrógeno y cloro.



Los gases hidrógeno y cloro reaccionan por un mecanismo en cadena. El paso que inicia el mecanismo en cadena implica la disolución de las moléculas de cloro en átomos de cloro al absorber energía radiante.



Los átomos de cloro energéticos, conocidos como **radicales libres**, tienen un electrón desapareado pero sin carga neta y forman parte de los **pasos de propagación en cadena** después de chocar con las moléculas de hidrógeno.



Los **pasos de propagación en cadena** son aquellas reacciones que continúan la formación de los radicales libres.

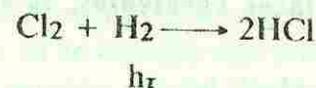
Mientras estén presentes **radicales libres de hidrógeno atómico, cloro atómico**, se producirá una reacción en cadena con la **formación continua de moléculas de cloruro de hidrógeno**. Sin embargo, pueden ocurrir reacciones que eliminen del sistema a los radicales libres energéticos. Los pasos que rompen la cadena son los siguientes:



Así, podemos plantear el siguiente mecanismo hipotético en cuatro pasos de la reacción en cadena para la formación del HCl a partir del H₂ y Cl₂ en estado gaseoso.



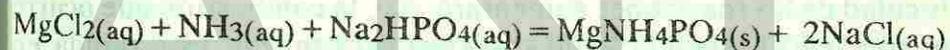
NOTA:



Por consiguiente, no es posible deducir el mecanismo de una reacción a partir del cambio químico neto que ocurre.

3-11 RUPTURA DE ENLACE Y VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Anteriormente vimos que muchas de las reacciones que se efectúan en soluciones son instantáneas. Sin embargo, esto no significa que todas esas reacciones sean instantáneas. En muchos casos la velocidad de reacción es bastante lenta. Un ejemplo de dichas reacciones es la precipitación del MgNH₄PO₄ a partir de soluciones de MgCl₂, NH₃ y Na₂HPO₄:



Si el mecanismo de reacción no es una combinación sencilla y de un solo paso, es más probable que la velocidad sea lenta.

Una reacción que se estudiará en el laboratorio es la conocida como **reacción del reloj del formaldehído**. Cuando se mezclan juntos formaldehído, bisulfito de sodio, sulfito de sodio y agua, reacciona uno de los productos que es el hidróxido de sodio.

La aparición de NaOH, tiempo después que los reaccionantes se han mezclado, sugiere por lo menos, un mecanismo de dos pasos. Es más probable que se trate de varios pasos. Por lo menos uno de estos supone la ruptura de los enlaces covalentes H-O en la molécula de agua. El estudio de muchos mecanismos de reacción ha enseñado a los químicos que la ruptura de enlaces covalentes suele ser el paso más lento. Esto

lleva a otro principio general de la cinética química: cuando no se rompen enlaces covalentes, la reacción es ordinariamente rápida; cuando se rompen enlaces covalentes, la reacción es generalmente lenta.

3-12 EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN; LEYES DE LA VELOCIDAD.

Hasta aquí hemos aprendido que el número de moléculas que deben chocar simultáneamente y las clases de enlaces químicos que se rompen determinan la velocidad total de la reacción. Otros dos factores que pueden afectar intensamente dicha velocidad son la concentración y temperatura de los reaccionantes.

Se ha comprobado que la velocidad de una reacción es proporcional al producto de las concentraciones de los reaccionantes. Si aumenta la concentración de uno de dos reaccionantes que intervienen, la velocidad de las reacciones aumentará. Así, la combustión que ocurre lentamente en el aire (21% de oxígeno) será mucho más rápida en oxígeno puro. Esto se puede comprobar fácilmente observando una astilla ardiendo al pasarla del aire a una muestra de oxígeno puro.

Podemos examinar la dependencia cuantitativa de las velocidades de reacción entre H_2 y Cl_2 . En fase gaseosa se ha comprobado que una mezcla de H_2 y Cl_2 , cada uno a la presión parcial de 0.5 atm, reacciona a una determinada velocidad. Si en otra mezcla de H_2 y Cl_2 , el H_2 está a la presión parcial de 1 atm y el Cl_2 permanece a 0.5 atm, la velocidad de reacción medida es dos veces más rápida que la primera mezcla. La presión parcial de un gas es una medida de su concentración al duplicar la presión parcial o la concentración de H_2 se duplica la velocidad de reacción, la velocidad es proporcional a la concentración de H_2 :

$$\text{Velocidad} \propto [H_2]$$

El corchete simboliza la concentración de una sustancia expresada en moles por litros (mol/l). Si se estudia una tercera mezcla en la que se mantiene a 0.5 atm, la presión parcial de H_2 , pero con la presión parcial del Cl_2 a 1.0 atm, nuevamente se encuentra que la velocidad es doble con respecto a la primera mezcla. Por lo tanto,

$$\text{Velocidad} \propto [Cl_2]$$

Combinando resultados, deducimos que la velocidad de la reacción entre H_2 y Cl_2 en fase gaseosa es proporcional al producto de las concentraciones de ambos gases:

$$\text{Velocidad} \propto [H_2][Cl_2]$$

o sea,

$$\text{Velocidad} = K [H_2][Cl_2]$$

La constante de proporcionalidad K es la constante de la velocidad de reacción, la expresión completa se llama ley de la velocidad de reacción y se ha deducido experimentalmente.

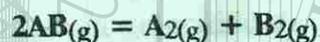
3-13 EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Es una observación común que cuando se eleva la temperatura de un sistema de reacción, aumenta la velocidad de la misma. Una regla empírica es que la velocidad de reacción se duplica por cada aumento de 10°C en la temperatura.

Consideramos esta relación detalladamente si utilizamos el modelo en que las moléculas deben entrar en colisión para reaccionar, la explicación parecerá muy directa. A medida que la temperatura se eleva aumenta la velocidad media molecular. Las moléculas chocan con más frecuencia, así la velocidad de reacción aumenta porque aumenta la frecuencia de las colisiones al elevarse la temperatura, como sucede con la concentración.

3-14 COLISIONES MOLECULARES.

No todas las colisiones producen una reacción si un gas se descompone mediante un mecanismo de colisión bimolecular, la velocidad de descomposición debe ser proporcional al cuadrado de la concentración.



o sea,



$$\text{Velocidad} = K [AB]^2$$

Se puede calcular que un mol de AB(g) a temperatura ambiente y a una atmósfera de presión, ocurren cada segundo aproximadamente 10^{28} colisiones moleculares en cada milímetro de volumen gaseoso. Como bajo estas condiciones hay menos de 10^{20} moléculas en cada milímetro de gas, deberíamos esperar que todas las moléculas chocaran, y por lo tanto, que reaccionaran en menos de una millonésima de segundo.

Sin embargo, experimentalmente la reacción no es rápida. Esto nos obliga a reconsiderar nuestro concepto fundamental en el modelo

de reacciones por colisión. Concluir que no toda colisión produce una reacción, de hecho, un porcentaje muy pequeño del número total de colisiones da lugar a una reacción. En la mayoría de las colisiones, las dos moléculas chocan y rebotan sin que se verifique una reacción química.

Debemos modificar nuestro modelo de reacciones por colisión. Habrá que considerar la energía de la colisión. No basta que las moléculas choquen para que reaccionen, deben chocar con energía suficiente para efectuar rupturas de enlace, el mínimo de energía requerido para romper los enlaces e iniciar una reacción química se llama umbral de energía de activación.

Anteriormente hemos visto que las energías cinéticas moleculares medias son función de la temperatura; así, podemos explicar por qué son relativamente pocas las colisiones moleculares que originan una reacción. Para simplificar, consideremos que una molécula en una colisión bimolecular es estacionaria, entonces la energía total de colisión será la energía cinética de la segunda molécula que choqua con la estacionaria. Las moléculas de gas tienen una energía cinética media que aumenta con la temperatura a una temperatura dada, unas moléculas tendrán una energía cinética inferior a la media y otras por encima de la media. Así, para cada temperatura, hay una distribución de energías cinéticas en torno al valor promedio (ver fig 3-2).

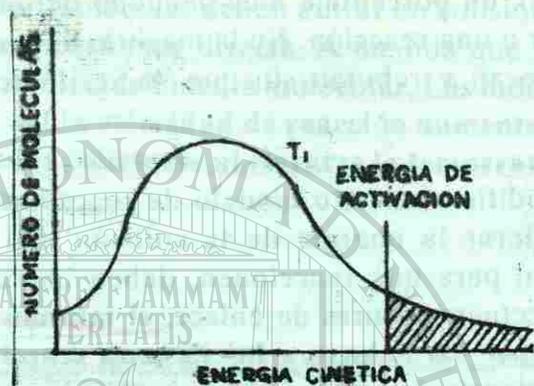


Fig. 3-2.

En nuestro caso simplificado, puede ocurrir una reacción en la colisión bimolecular cuando la energía cinética de la segunda molécula es mayor que la energía de activación; si ésta es alta, sólo pocas moléculas tienen energía suficiente para efectuar la reacción.

Podemos probar en este modelo que es necesario que la energía de activación sea igual o que se sobrepase para que una colisión origine una reacción. Considere el efecto de la temperatura sobre la distribución de las energías de colisión. De nuevo, suponiendo que en una colisión bimolecular una molécula es estacionaria, vemos que a la mayor temperatura hay más moléculas que tienen la mínima energía de colisión que se requiere para la reacción. Es una consecuencia del cambio en la curva de la distribución de la energía que tiene más moléculas de altas energías a más alta temperatura. Es decir, que la velocidad de reacción crece al aumentar la temperatura, hecho comprobado experimentalmente. Resumiendo, la velocidad de una reacción depende de la frecuencia de colisiones (efecto de concentración y temperatura) y de la energía de la colisión (efecto de temperatura).

3-15 TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO.

La proposición de que las moléculas deben poseer una determinada cantidad de energía cinética para que ocurra una reacción, aparentemente ignora las reacciones exotérmicas. ¿Por qué estas reacciones necesitan energía adicional para poderse efectuar? ¿Por qué requieren energía de activación? Sabemos que esto es cierto, ya que muchas reacciones exotérmicas son bastante lentas. Como el modelo de las reacciones por colisión parece explicar muchas otras preguntas, es lógico que se trate de acomodar las reacciones exotérmicas en el mismo modelo.

Observemos la reacción general:



Supongamos que A y B chocan formando momentáneamente una nueva especie:



donde (A y B), la nueva especie se denomina **complejo activado**, H_a es la entalpia de activación.

Poco después de su formación, el complejo activado se descompone formando los productos de la reacción.



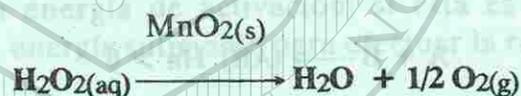
Este modelo de reacción química en el que hay un paso intermedio, (la formación de un complejo activado), es muy posible. Al chocar las moléculas tiene que ocurrir una transposición de los átomos para formar nuevos enlaces químicos. Si se han de formar productos de

los reaccionantes, tales reagrupamientos podrían ocurrir en un complejo activado. Desde que surgió la idea del complejo activado, se han observado muchos de ellos; sin embargo, su "vida" es tan breve que en la mayoría de las reacciones no es posible la observación directa.

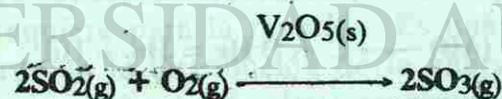
Con el concepto del complejo activado podemos relacionar las actividades termodinámicas y cinéticas de un sistema de reacción. La clave de dicha reacción es que la entalpia de activación, ΔH_a , siempre es exotérmica. La entalpia neta de la reacción ΔH_r , se determina mediante la diferencia entre ΔH_a y ΔH_d .

3-16 CATALISIS HETEROGÉNEA Y HOMOGÉNEA.

Es sabido que el dióxido de manganeso sólido cataliza la descomposición del peróxido de hidrógeno acuoso.



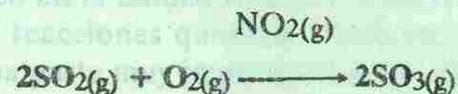
Muchas reacciones en fase gaseosa son catalizadas por sólidos, un método industrial para la fabricación de ácido sulfúrico implica la oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre, usando pentóxido de vanadio-sólido como catalizador.



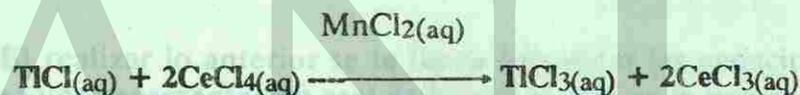
Un catalizador que no está en el mismo estado físico que los reaccionantes se llama catalizador heterogéneo. Se cree que cuando se usa un catalizador heterogéneo, uno de los reaccionantes se une a la superficie de este catalizador por un proceso llamado quimioadsorción.

Esto permite a los reaccionantes reaccionar con una menor energía de activación.

Si el catalizador tiene la misma forma de los reaccionantes, se llama catalizador homogéneo y en el procedimiento de las cámaras de plomo, otro método para fabricar el ácido sulfúrico, la oxidación del SO_2 gaseoso hasta SO_3 , es catalizada por el dióxido de nitrógeno gaseoso, NO_2 :

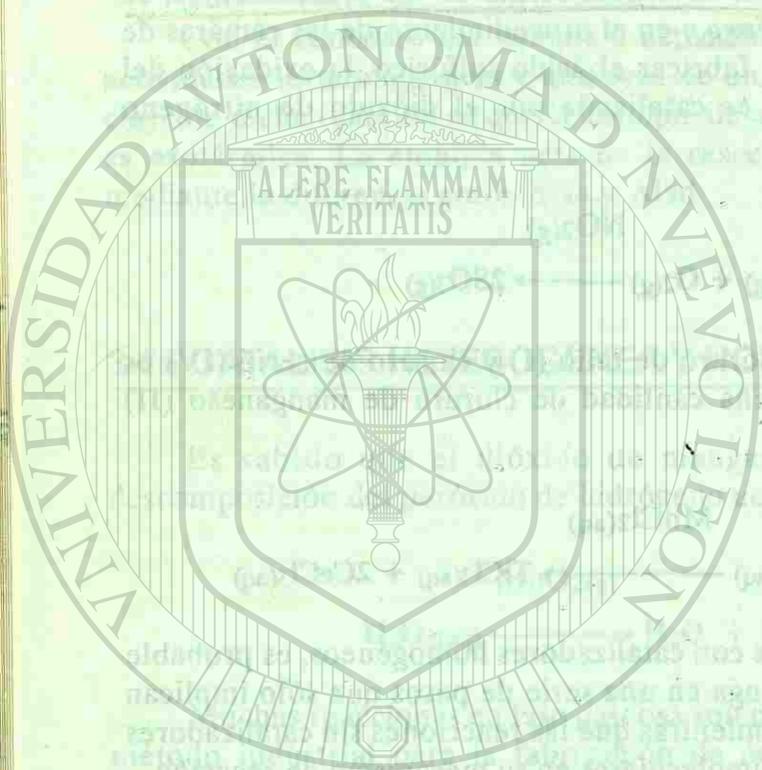


La reacción entre cloruro de talio (I) y cloruro de cerio (IV) es catalizada por una pequeña cantidad de cloruro de manganeso (II) acuoso"



En ambas reacciones con catalizadores homogéneos, es probable que el catalizador intervenga en una serie de pasos que sólo implican colisiones bimoleculares, mientras que las reacciones sin catalizadores podrían implicar etapas trimoleculares en su mecanismo de reacción.

Aunque los catalizadores se utilizan mucho en la industria, falta aprender mucho sobre mecanismos de catálisis. En gran parte la selección de un catalizador apropiado para una reacción implica conjeturas; conviene aclarar los mecanismos catalíticos por su importancia, no sólo industrial, sino para la vida misma. Casi todas las reacciones que ocurren dentro de las células vivas son catalizadas por sustancias llamadas enzimas.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD IV.

BALANCEO DE ECUACIONES.

Aun y cuando en la unidad anterior deberíamos haber aprendido a representar las reacciones químicas mediante ecuaciones, falta por estudiar ahora una parte muy importante sobre este tema.

Ahora se debe vigilar que dicha ecuación no se contraponga con la ley de la conservación de la materia, o sea, que la misma cantidad de átomos que reaccionan, deberá ser la misma cantidad de átomos que se forman en los productos.

El realizar lo anterior se le llama balancear las ecuaciones para que sea una representación real de lo que ocurre en la naturaleza.

Pues bien, en esta unidad estudiaremos tres métodos para balancear las ecuaciones, siendo estos: a) tanteo, b) ion- electrón, c) estado de oxidación.

OBJETIVOS.

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

1.- Utilizar las reglas generales para balanceo de ecuaciones.

2.- Balancear ecuaciones por cualquiera de los siguientes tres métodos:

- Tanteo.
- Ion-electón.
- Estado de oxidación o redox.

3.- Definir los siguientes términos:

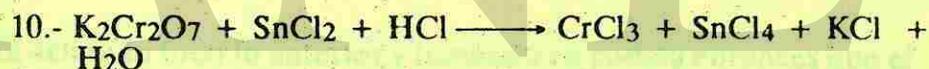
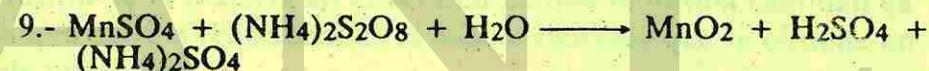
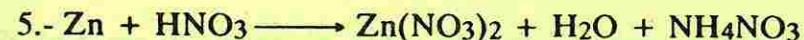
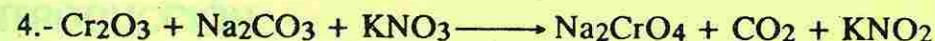
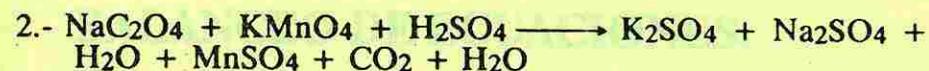
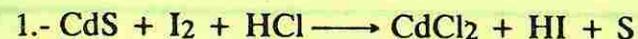
- Oxidación.
- Reducción.
- Agente oxidante.
- Agente reductor.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Además de leer íntegramente el capítulo 4, será de suma importancia que realices los ejercicios propuestos, así como los que tu maestro exponga en el salón de clase.

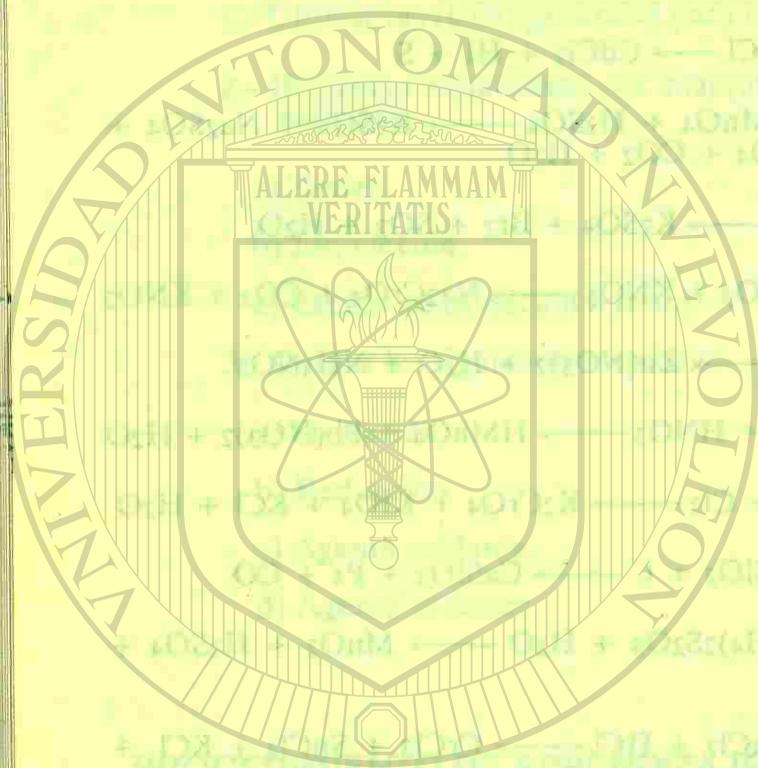
AUTOEVALUACIÓN.

Ajustar las siguientes ecuaciones por cualquier método de los demostrados en este capítulo.



REQUISITO.

Como requisito, deberás entregar las ecuaciones correctamente balanceadas a tu maestro un día antes del examen.



CAPÍTULO IV.

BALANCEO DE ECUACIONES.

4-1 INTRODUCCIÓN.

Es de suma importancia, antes de realizar ejercicios de balanceo de ecuaciones, dejar claro que una ecuación química que no está balanceada, realmente no está representando a una reacción química. Esto se puede explicar por un simple hecho, es el que cualquier reacción al llevarse a cabo, nunca gana o pierde átomos de los que se involucran en la reacción; dicho en otras palabras, la química cumple con la ley de la conservación de la materia en el sentido de que la misma cantidad de materia que entra a reaccionar es la misma cantidad que se obtiene en forma de productos.

Ya aclarado todo lo anterior y tomando en cuenta entonces que el saber ajustar o balancear ecuaciones químicas será de primordial importancia para el estudio de la química, en este capítulo estudiaremos tres métodos comúnmente empleados para balancear a las ecuaciones, siendo éstos: a) tanteo, b) ion-electrón y c) estado de oxidación.

4-2 REGLAS GENERALES PARA EL BALANCEO DE ECUACIONES.

Para balancear ecuaciones, cualquiera que sea el método que se vaya a utilizar, hay que tomar en cuenta antes algunas reglas que consideraremos aquí.

En primer lugar, una ecuación química va más allá de ser un simple ejercicio matemático ya que cuando se escribe la ecuación, se está representando algo que realmente ocurre en la naturaleza; además, para poder escribir y balancear una ecuación química correctamente, tenemos que saber:

- ¿Cuáles sustancias están reaccionando y produciéndose durante la reacción?
- Las fórmulas correctas de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
- Considerar cada átomo antes y después de la reacción, o sea vigilar que se cumpla la ley de la conservación de la materia.

Los cálculos basados en ecuaciones químicas se encuentran entre las más importantes en la Química. Con respecto a los números relativos de moléculas de reactivos y productos que se indican mediante los coeficientes de las fórmulas que representan a las moléculas. Por ejemplo, la combustión del amoníaco en oxígeno se representa mediante la ecuación química balanceada:



en el cual, los coeficientes algebraicos 4, 3, 2 y 6 indican que 4 moléculas de NH_3 reaccionan con 3 moléculas de O_2 para formar 2 moléculas de N_2 y 6 moléculas de H_2O . La ecuación balanceada no indica necesariamente

mente que si 4 moléculas de NH_3 se mezclan con 3 moléculas de O_2 , la reacción, en la forma indicada, se vaya a llevar hasta su terminación. Algunas reacciones entre sustancias químicas ocurren casi instantáneamente al mezclarlas, algunas se llevan a cabo parcialmente aún después de un tiempo infinito. La interpretación común de la ecuación balanceada para todas las categorías es la siguiente: si se mezcla gran número de moléculas de NH_3 y O_2 , se formará cierto número de moléculas de N_2 y H_2O . En un instante dado, no es necesario que todo el NH_3 o el O_2 se hayan consumido, sino que cualquier reacción que ocurra lo hará en la relación molecular prescrita por la ecuación.

En la reacción anterior, los átomos en siete de las moléculas indicadas (4NH_3 , 3O_2) se acomodan para formar ocho moléculas (2N_2 , 6H_2); no existe una regla algebraica que gobierne este número de moléculas; sin embargo, el número de átomos de cada lado de la ecuación debe estar balanceado para cada elemento, puesto que la reacción obedece las leyes de la conservación de la materia y de no transmutabilidad de los elementos. Por lo tanto, la ecuación se balancea y se verifica contando los átomos de cada tipo (4N , 12H , 6O). no las moléculas.

El número de átomos de cada elemento que aparece en una sustancia dada se encuentra multiplicando el subíndice de cada elemento en la fórmula por el coeficiente de la fórmula. Por lo tanto, 4NH_3 representa 12 átomos de H, puesto que hay 3 átomos de H en cada una de las 4 moléculas de NH_3 . En algunas fórmulas más complejas, se deben multiplicar varios subíndices antes de multiplicar por el coeficiente de la fórmula completa. Así $3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ representa 24 átomos de H, puesto que cada una de las tres unidades fórmula de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ contiene 2 radicales NH_4 , cada uno de los cuales, a su vez, contiene 4 átomos de H.

4-3 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DE TANTEO.

En este método, como su nombre lo indica, al tanteo se deberán poner coeficientes a las fórmulas que representan la ecuación, para tratar de balancearlas, sin embargo, se siguen ciertos lineamientos como los explicaremos a continuación proponiendo ciertos ejemplos.

EJEMPLO 1.

Representa la ecuación química balanceada de descomposición térmica del clorato de potasio con formación de cloruro de potasio y gas oxígeno.

- a) Primero tendremos que establecer las fórmulas para los reactivos y productos.

KClO_3 = clorato de potasio.

KCl = cloruro de potasio.

O_2 = oxígeno gaseoso.

- b) Entonces, la reacción se representa así:



- c) Ahora hay que considerar cada átomo y balancearlos (que haya la misma cantidad) en cada lado de la ecuación.

Inmediatamente se observa que los átomos de potasio y de cloro están balanceados, sin embargo hay tres átomos de oxígeno como reactivos y sólo aparecen dos de los productos. Lo indicado es obtener un mínimo común múltiplo para 3 y 2, y éste es el 6; por lo tanto, si multiplicamos los tres átomos de oxígeno reactivo por 2 nos darán 6

átomos de oxígeno, igualmente multiplicando los dos átomos de oxígeno en el producto por 3 nos darán 6 átomos de oxígeno.

Aquí hay que recordar que no podemos modificar los subíndices de las fórmulas ya propuestas, por consiguiente, hay que hacer las operaciones indicadas acomodando dichos números como coeficientes lo cual automáticamente afecta a toda la fórmula, quedando de la siguiente manera:



Ahora sí están balanceados los átomos de oxígeno en ambos lados de la ecuación, pero se han desbalanceado los átomos de cloro y potasio, ya que mientras en los reactivos (del lado izquierdo de la ecuación) tenemos ahora 2 átomos de potasio y 2 de cloro. En los productos (del lado derecho de la ecuación) solamente tenemos uno de potasio y uno de cloro. Por consiguiente, lo que se debe de hacer, es colocar como coeficiente un 2 en el cloruro de potasio (KCl) de los productos, y en consecuencia, la ecuación quedará totalmente balanceada.



EJEMPLO 2.

Representa la ecuación química balanceada para la combustión completa del benceno en presencia del oxígeno con formación de dióxido de carbono y vapor de agua.

- a) Se establecen las fórmulas para reactivos y productos.

C_6H_6 = benceno.

O_2 = oxígeno gaseoso.

CO_2 = dióxido de carbono.

H_2O = vapor de agua.

b) Se representa la reacción.



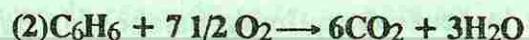
c) Para ajustar la ecuación vemos que los reactivos tenemos 6 átomos de carbono y 6 de hidrógeno, por lo tanto, en la primera elección deberíamos colocar como coeficiente de dióxido de carbono un 6 y del agua un 3 para comenzar aparentemente, a balancear la ecuación.



Hasta aquí tenemos igualados los carbonos e hidrógenos en ambos lados de la ecuación, sin embargo, el oxígeno en los reactivos tan sólo son 2 átomos, mientras que en los productos suman 15. Como el oxígeno es una molécula diatómica, tendríamos que agregar un coeficiente fraccionado en los reactivos de $7 \frac{1}{2}$ lo cual es válido pero no recomendable para balancear la ecuación.



Entonces, aquí la sugerencia es multiplicar por dos toda la ecuación para que aparezcan en los coeficientes puros números enteros y que quede perfectamente balanceada:

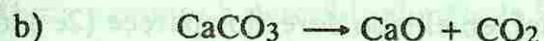
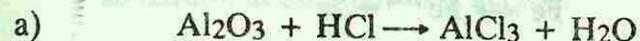


al multiplicar, quedará:



la cual es la expresión más correcta de la reacción que realmente ocurre en la naturaleza.

Como ejercicio intermedio del capítulo y para comprobar que ha quedado entendido lo que se ha expuesto, balancea, por el método de tanteo, las siguientes ecuaciones químicas.



4-4 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO ION-ELECTRÓN.

Tanto para el método de ion-electrón como para el de estados de oxidación, será indispensable que el alumno se familiarice con los estados de oxidación de los elementos, de lo contrario, todo esfuerzo por comprender estos métodos será en vano.

Empezaremos por definir dos términos de insuperable importancia para tratar este tema y que son:

Oxidación. Es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos pierde electrones (pérdida de electrones).

Reducción. Es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos gana electrones (ganancia de electrones).

Para simplificar las definiciones de estos términos atiendan lo siguiente:

Cuando un átomo neutro se convierte en un ion positivo, significa que dicho átomo ha perdido cargas negativas o bien electrones, o bien se ha oxidado.



En esta ecuación parcial, en el lado derecho aparece (2e^{-}) lo que significa los dos electrones que el fierro ha perdido de su estado neutro,

Por otro lado, cuando un átomo neutro, se transforma en un anión (ion negativo) significa que dicho átomo ha ganado cargas negativas, o bien electrones, o bien, que se ha reducido.



Ahora bien, la oxidación y la reducción siempre se presentan simultáneamente en una ecuación y, desde luego, la suma total de electrones perdidos por átomos o grupos de átomos que se oxidan, deberán ser igual a los ganados por los átomos o grupos de átomos que se reduzcan.

Otra manera de definir a la oxidación puede ser como sigue: el aumento de estado de oxidación es una oxidación y la disminución de dicho estado es una reducción.

La definición de los siguientes términos será de mucha ayuda para comprender el tema.

Agente oxidante. Será aquel que provoque que un átomo o grupo de estos se oxide, o sea, que pierda electrones, entonces el agente oxidante ganará esos electrones y si gana electrones es reducción, entonces los agentes oxidantes se reducen al efectuar esta acción.

Agentes reductores.

Provocan que un átomo o grupo de éstos ganen electrones, o sea que se reduzca y estos electrones serán obtenidos del agente reductor el cual los perderá lo que significa que los agentes reductores se oxidan al efectuar esta acción.

Ahora pasemos a describir el método ion-electrón para el balanceo de ecuaciones, y lo haremos por pasos.

Ejemplo 3:

- 1.- Como siempre se escribe la ecuación que incluye a los reactivos y productos que contienen a los elementos que sufren una variación en su estado de oxidación. Ejemplo:



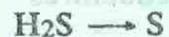
- 2.- Escribe una ecuación parcial para el agente oxidante con el elemento que reduce su estado de oxidación en cada miembro de la ecuación. El elemento en cuestión no deberá escribirse como un átomo libre o ion, a no ser que exista realmente como tal, o sea que se escribirá como parte de una molécula real o iónica.

Para el agente que estamos realizando, el agente oxidante es el ion nitrato (NO_3^{-}) dado que contiene al nitrógeno que sufre una reducción de su estado de oxidación ya que en el nitrato el nitrógeno posee un estado de oxidación de +5 y en el NO de +2, entonces:



- 3.- Se escribe otra ecuación parcial para el agente reductor con el elemento que aumenta su estado de oxidación en cada miembro de la ecuación.

Para nuestro ejemplo, el agente reductor es el H₂S, puesto que el azufre aumenta su estado de oxidación de -2 a 0 en el azufre elemental S.



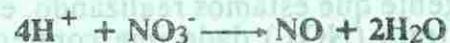
- 4.- Ahora se igualan las ecuaciones parciales en cuanto al número de átomos de cada elemento. En las disoluciones ácidas o neutras se puede añadir H₂O y H⁺ para conseguir que se igualen los átomos de oxígeno e hidrógeno. Se empieza por los de oxígeno.

Por cada átomo de oxígeno de más en algún miembro de la ecuación se agrega la igualación agregando una molécula de H₂O en el primer miembro y luego se emplean H⁺ para igualar los hidrógenos.

Que quede claro que no se emplean moléculas de O₂ ni H₂ para igualar estos átomos, a menos que de por sí en esta forma estén participando en la ecuación.

Por otro lado, si la solución es básica se puede utilizar OH⁻.

Para nuestro ejemplo, la ecuación del agente oxidante se agregan 2H₂O para igualar los oxígenos del lado derecho de la ecuación y por lo tanto, para igualar los hidrógenos se añaden 4H⁺ del lado izquierdo de la ecuación, quedando:



y para el agente reductor, la ecuación se iguala añadiendo 2H⁺ en el lado derecho de la misma.



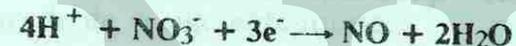
- 5.- Si un elemento que sufre un cambio en el estado de oxidación forma complejos en uno de sus estados de oxidación con algún otro elemento, deben igualarse los grupos que formaron complejos con una especie de este elemento en el

mismo estado de oxidación con que se encuentra en el complejo.

- 6.- Se igualan cada ecuación parcial en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primero o segundo miembro de la ecuación. Si se han seguido correctamente las reglas anteriores, se encontrarán con que hay que agregar electrones en el primer miembro de la ecuación parcial del agente oxidante y en el segundo miembro de la ecuación parcial del agente reductor.

Para nuestro ejemplo:

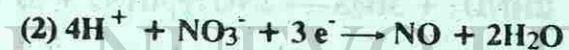
- a) Por el paso 4 nos podemos dar cuenta que para el primer miembro la carga sería $+4 - 1 = +3$, y en el segundo miembro es 0; por lo que se deben añadir 3 electrones en el primer miembro para equilibrar las cargas:



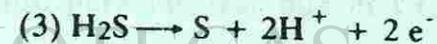
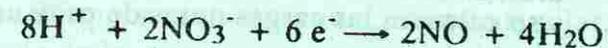
- b) Por otro lado, para la ecuación del agente reductor en el primer miembro, la carga es 0 y en el segundo es +2 por lo que deben agregarse 2 electrones a éste.



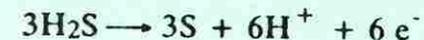
- 7.- Hay que igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados en las 2 ecuaciones anteriores, multiplicando las ecuaciones por algún número que iguale a los electrones.



quedaría:

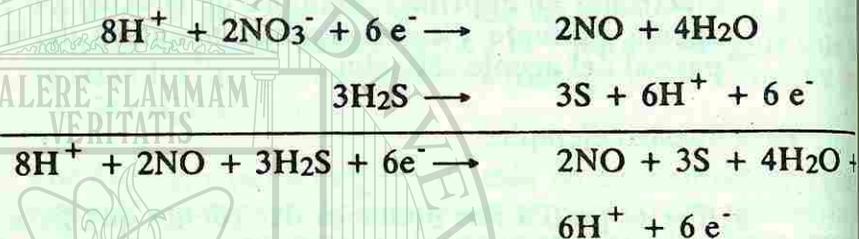


quedaría:



8.- Ahora, se suman las dos ecuaciones parciales que hayan resultado de estas multiplicaciones. En la ecuación resultante, se anulan todos los términos comunes de ambos miembros, y desde luego, todos los electrones deben anularse.

Según nuestro ejemplo:

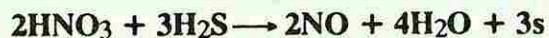


Como el término 6e^- aparece en ambos lados, se suprime así como restar 6H^+ a los 8H^+ quedando sólo 2H^+ .



De esta manera la ecuación muestra todos los iones que reaccionan y los compuestos de una forma más apropiada.

En este caso, para saber cuánto HNO_3 reacciona, se combina la cantidad de H^+ con la de NO_3^- ; entonces, la ecuación final ya balanceada quedaría de la siguiente manera:

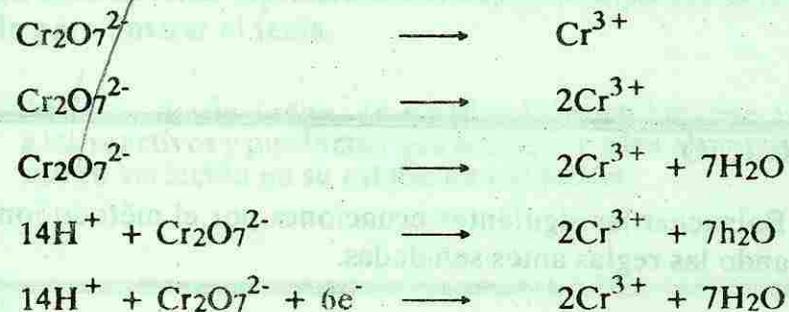


10.- Se comprueba la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación y se calculan las cargas netas de cada uno de ellos.

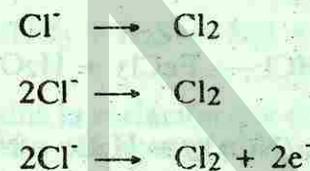
Ejemplo 4:



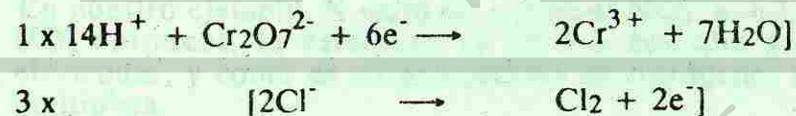
a) Para balancear la ecuación parcial para el agente oxidante se procede de la siguiente manera:



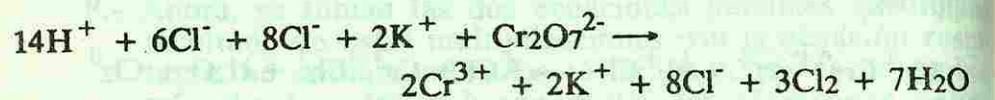
b) Para balancear la ecuación parcial para el agente reductor se procede de la siguiente forma:



c) La ecuación total multiplicada y sumada es:



Los 14H^+ se agregaron como $14\text{H}^+ \text{Cl}^-$ y 6 de los 14 iones cloruro se oxidaron. Se pueden agregar 8Cl^- más en cada lado de la ecuación para representar a los Cl^- que no se oxidaron. En forma similar, pueden agregarse 2K^+ a cada lado para mostrar que el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ vino del $\text{K}_2^+ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.



EJERCICIO.

Balancar las siguientes ecuaciones por el método ion- electrón utilizando las reglas antes señaladas.



4-5 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DEL ESTADO DE OXIDACIÓN.

Al igual que en el punto anterior, para realizar el balanceo de las ecuaciones mediante el método redox, se deberán seguir una serie de reglas que a continuación explicaremos al mismo tiempo que se resuelve un ejemplo para ilustrar el tema.

- 1.- Primero, desde luego, se escribe la ecuación que incluye a los reactivos y productos que contienen a los elementos que sufren variación en su estado de oxidación.

Ejemplo 5.

Vamos a utilizar la misma ecuación del punto anterior.



- 2.- Se determina la variación que sufre en su estado de oxidación un elemento del agente oxidante. El número de electrones ganados es igual a esta variación, y se multiplica por el número de átomos que sufren el cambio.

En nuestro ejemplo, N varió de +5 en el NO_3^- a +2 en el NO, entonces, la variación es de 3 o sea que gana 3 electrones; y como es un sólo átomo de nitrógeno, no se multiplica.



- 3.- Se hace exactamente lo mismo que en el punto anterior para el elemento del agente reductor. Para nuestro ejemplo, el azufre varió desde -2 en el H_2S a 0 en el S, entonces, la variación es de 2 o sea que el S perdió 2 electrones, y como es un solo átomo de azufre, no se multiplica.



4.- Ahora, cada fórmula o representación parcial se multiplica por algún número que haga posible que el total de electrones perdidos por el agente reductor, sea igual al total de electrones ganados por el agente oxidante.

Si tenemos:

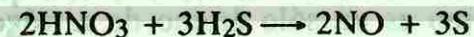


Para igualar electrones ganados y perdidos, los 3 del N se multiplican por 2 y los 2 del S por 3, así, quedarán 6e en ambos lados.



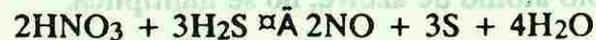
Se eliminan los electrones en ambos lados.

Es debido a esto que el coeficiente para el HNO₃ y el NO será de 2, así como de 3 para el H₂S y S. Hasta aquí la ecuación quedaría así:



5.- Para una simple inspección se completan los coeficientes apropiados para el resto de la ecuación.

Para nuestro ejemplo, los 8 átomos de hidrógeno del primer miembro (2 del HNO₃ más 6 del H₂S) deberán, lógicamente, formar 4 de H₂O en el segundo miembro; entonces la ecuación final ya balanceada sería:



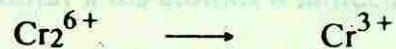
6.- Se comprueba el conteo de átomos en ambos lados de la ecuación para corroborar que esté correcto.

Ejemplo 6.

Balancéese la siguiente ecuación por el método oxidación-reducción.



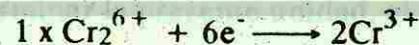
a) Agente oxidante:



b) Agente reductor:



c) Ecuación total multiplicando y sumando es:



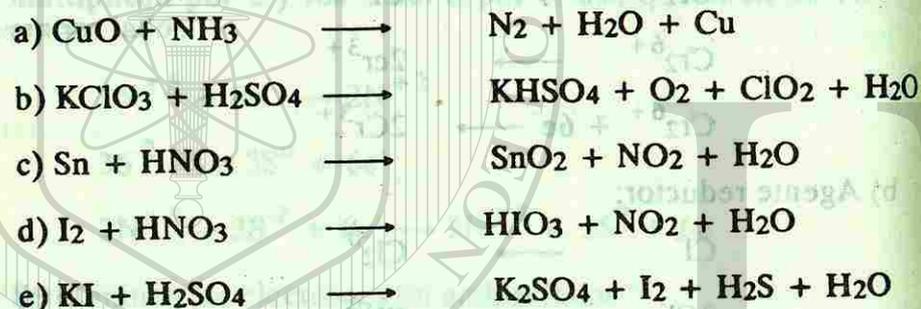
Aplicando el método del tanteo. Por inspección, los 7 átomos de oxígeno en K₂Cr₂O₇ forman 7H₂O. Para 7H₂O se necesitan 14 átomos de H, que pueden obtenerse de 14HCl. Puesto que 6 de los iones cloruro se oxidaron a Cl₂, los restantes 8(14 - 6) deben aparecer en el lado derecho como

KCl o CrCl₃. Más aún, un K₂Cr₂O₇ proporcionan 2KCl. Por lo tanto, el coeficiente de HCl es 14 del H₂O es 7 y del KCl es 2.



EJERCICIO.

Balancear las siguientes ecuaciones por el método de estado de oxidación.



UNIDAD V.

ESTEQUIOMETRÍA I.

Aunque desde mediados de 1800, ya se habían encontrado métodos para comparar los pesos de los átomos y moléculas, aproximadamente a principios de 1900, se desarrollaron nuevos métodos para contar a los átomos o moléculas sencillas.

Actualmente una parte de la química, se ha especializado en estudiar cálculos basados en las medidas de las masas de los compuestos, siendo ésta la **estequiometría**; aquí iniciaremos el estudio de esta importante rama, la cual a través de tres unidades consecutivas culminará con el estudio de las relaciones de masa (ponderales en las reacciones químicas).

OBJETIVOS.

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

1.- Definir estequiometría.

2.- Enunciar las leyes de:

a) Conservación de la materia.

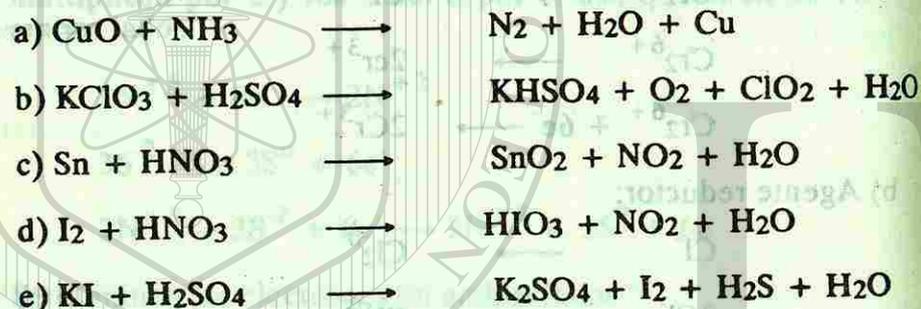
b) Composición constante.

KCl o CrCl₃. Más aún, un K₂Cr₂O₇ proporcionan 2KCl. Por lo tanto, el coeficiente de HCl es 14 del H₂O es 7 y del KCl es 2.



EJERCICIO.

Balancear las siguientes ecuaciones por el método de estado de oxidación.



UNIDAD V.

ESTEQUIOMETRÍA I.

Aunque desde mediados de 1800, ya se habían encontrado métodos para comparar los pesos de los átomos y moléculas, aproximadamente a principios de 1900, se desarrollaron nuevos métodos para contar a los átomos o moléculas sencillas.

Actualmente una parte de la química, se ha especializado en estudiar cálculos basados en las medidas de las masas de los compuestos, siendo ésta la **estequiometría**; aquí iniciaremos el estudio de esta importante rama, la cual a través de tres unidades consecutivas culminará con el estudio de las relaciones de masa (ponderales en las reacciones químicas).

OBJETIVOS.

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

1.- Definir estequiometría.

2.- Enunciar las leyes de:

a) Conservación de la materia.

b) Composición constante.

- c) Proporciones múltiples.
- d) La combinación de volúmenes de Gay-Lussac.

3.- Explicar y enunciar la hipótesis de Avogadro.

4.- Explicar el significado del número de Avogadro.

5.- Definir los siguientes términos:

- a) Mol.
- b) U.m.a.
- c) Densidad.
- d) Peso atómico relativo.
- e) Peso molecular relativo.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Deberás estudiar el capítulo 5 de tu libro de texto.

REQUISITO.

Tu maestro te pedirá que realices un trabajo, el cual deberás entregar un día antes del examen para que tengas derecho al mismo.

CAPÍTULO V.

ESTEQUIOMETRÍA I.

5-1 DEFINICIÓN DE ESTEQUIOMETRÍA.

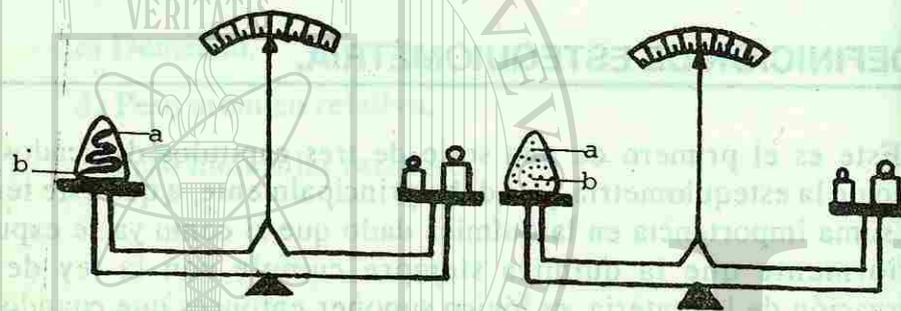
Este es el primero de una serie de tres capítulos dedicados al estudio de la estequiometría, y se debe principalmente, a que este tema es de suma importancia en la química dado que si como ya se expuso anteriormente que la química siempre cumple con la ley de la conservación de la materia, es lógico suponer entonces que cuando se lleva a cabo una reacción química con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de productos que se pueden formar a partir de cantidades específicas de reactivos.

Como ya vimos anteriormente en una reacción química se conserva la masa, de donde una cantidad específica de reactivos reaccionará para dar una cantidad específica de productos; y en cuanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se podrán deducir las relaciones de masa entre los reactivos y los productos individualmente. Los cálculos que comprenden estas relaciones de masa se les denominan cálculos estequiométricos.

Estequiometría es una palabra compuesta en la que metría se refiere a la medida de las masas y estequio palabra griega que se refiere a los elementos o partes de los compuestos de donde se deduce que estequiometría se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas.

5-2 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

Desde el siglo XVIII se desarrollaron diferentes métodos con el fin de medir volúmenes de gases, así como pesar gases, líquidos y sólidos lo mismo que para llevar a cabo reacciones químicas de tal manera que los pesos de las sustancias reaccionantes y de los productos formados se pudieran medir con precisión.



Peso de la ampolla, el Mg^{2+}
y el O^{-2} : 55 g

Peso de la ampolla y las
cenizas blancas: 55 g.

Fig. 5-1. Un filamento de magnesio se introduce en una ampolla de cristal que se llena de oxígeno y se cierra herméticamente, pesándose a continuación (izquierda). Se aplica una tensión eléctrica entre los puntos "ab" para encender el magnesio. El magnesio desaparece completamente quedando las paredes de la ampolla cubiertas de cenizas blancas (óxido de magnesio). Sin embargo, el peso permanece inalterado (derecha).

Estos experimentos permitieron a los investigadores descubrir una serie de hechos y establecer ciertas leyes fundamentales relativas a las combinaciones químicas. Una de estas leyes es la de la conservación de

la materia, que dice: La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Los hechos que permitieron obtener la conclusión anterior fueron expuestos desde 1756 por el químico ruso M. V. Lomonosov; aunque quizá por problemas de traducción este trabajo no fue conocido en Europa Occidental.

Por otro lado, en 1793 el francés Antoine Lavoisier formuló la misma ley independientemente y en base a sus propios experimentos, la formuló en los siguientes términos: durante un cambio químico, la suma de las masas de los reactivos originales y de los productos finales son aparentemente iguales.

En otras palabras, observó que aún cuando las sustancias se transforman en otras completamente diferentes durante un cambio químico, no había destrucción ni creación evidente de materia, parecía que la masa permanecía siempre igual. Aparentemente por ejemplo, cuando una vela se quema, se destruye; pero como dicen las apariencias engañan ya que si se pesan los reactivos y los productos de una reacción química, se observa que se conserva la misma masa y cuando algunas sustancias se transforman en gas, no hay un cambio evidente de masa.

Tratando de explicar esta teoría, diremos que de acuerdo con la teoría atómica, cualquier cambio químico es la combinación de átomos con otros átomos o bien, la separación de átomos de otros átomos, pero en ningún momento hay alteración en la masa de los átomos y al final de la reacción existirá la misma cantidad de átomos que había al principio simplemente que se han combinado de manera diferente y por lo tanto, se sigue conservando la cantidad de materia original.

5-3 LEY DE LA COMPOSICIÓN CONSTANTE.

Esta es una ley importante de la química ya que su comprensión da solidez a los conocimientos sobre esta materia y se descubrió mediante el estudio de la composición (cómo y en qué cantidades estaban formadas) de muchos compuestos; la ley se define así: **Un compuesto químico puro, estará constituido por los mismos elementos los cuales se encuentran combinados en una relación constante de masa.**

Para comprender esta ley utilizaremos el caso del agua, cuya composición ha sido determinada muchas veces y siempre se obtiene el mismo resultado.

El agua, como su fórmula lo indica, esta formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno H_2O . Suponiendo que tuvieramos 100 gramos de agua, al estudiar la composición de cada elemento obtendríamos que de esos 100 gramos de agua, 11.19 g corresponden al hidrógeno lo cual representaría el 11.19 %; de igual manera encontraríamos que 88.81 g corresponden al oxígeno que a su vez representa el 88.81 % del total de agua; y estos porcentajes de composición del hidrógeno y oxígeno en el agua siempre se repetirán así tengamos 1000 g de agua o 10 toneladas de la misma, lo cual explica el por qué de la ley de la composición constante.

Al igual que el caso del agua, en cualquier compuesto químico puro, se verá que el porcentaje en peso presente de los elementos que lo formen, siempre será el mismo no importando la cantidad de compuesto que se está estudiando. En el siguiente capítulo aplicaremos esta ley en el cálculo de porcentajes de peso de los diferentes elementos de un compuesto.

5-4 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

Los alumnos frecuentemente habrán oído hablar del monóxido de carbono (CO) y del dióxido de carbono (CO_2). En estos casos se podrá observar que en las dos fórmulas los elementos que se combinan son realmente carbono y oxígeno, y que esto va en contra de la ley de la composición constante, ya que mientras en el monóxido de carbono existe un átomo de carbono y uno de oxígeno, en el dióxido de carbono se encuentran dos átomos de oxígeno por uno sólo de carbono. Pues bien, esto no es que se contraponga con la ley de la composición constante, sino que en ambos casos se trata de dos compuestos puros y diferentes en todas sus propiedades, lo que pasa es que para ambos compuestos los elementos que dan lugar a su formación son los mismos, el carbono y el oxígeno; entonces no debe extrañar que en la química algunos elementos se combinen en diferentes proporciones para formar a su vez, diferentes compuestos.

Las aseveraciones anteriores han desembocado en la promulgación de otra ley, la de las proporciones múltiples, que dice: **cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, los diferentes pesos de uno de ellos que se combinan con un peso fijo del otro, se encuentran siempre en una relación sencilla de números enteros y pequeños.**

Algunos ejemplos bastarán para comprender esta ley:

CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
H_2O	agua

H_2O_2	peróxido de hidrógeno
$FeCl_2$	cloruro de fierro II o ferroso
$FeCl_3$	cloruro de fierro III o férrico

5-5 OBSERVACIONES DE GAY-LUSSAC.

Joseph Gay-Lussac, fue quien descubrió primero una sencilla, pero muy importante, propiedad química de los gases; observó que cuando químicamente los gases se combinan entre sí existía una relación sencilla entre los volúmenes de los gases producidos.

Observaciones de Gay-Lussac:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro \longrightarrow

2 volúmenes de cloruro de hidrógeno 1:1:2

1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow

2 volúmenes de monóxido de nitrógeno 1:1:2

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow

2 volúmenes de vapor de agua 2:1:2

Como resultado de dichas observaciones, Gay-Lussac concluyó que en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y los productos gaseosos estaban en relaciones sencillas de números enteros y pequeños. Esto se conoce como la ley de la combinación de volúmenes.

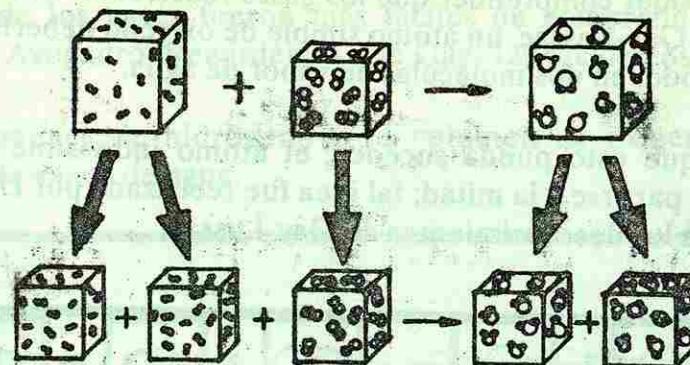


Fig. 5-2. Existe una relación sencilla de números enteros entre los volúmenes de los gases reaccionantes y el producto gaseoso de una reacción química.

Otros aspecto de relevante importancia que dio a conocer fue el hecho de que los gases siempre se combinan químicamente en relaciones de números enteros y pequeños independientemente del estado físico del producto; ejemplo de ello son las reacciones.

- 1 volumen de amoníaco (gas) + 1 volumen de cloruro de hidrógeno \longrightarrow cloruro de amonio sólido.
- 2 volúmenes de amoníaco (gas) + 1 volumen de dióxido de carbono (gas) + humedad \longrightarrow carbonato de amonio (sólido).
- 2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow 2 volúmenes de vapor de agua.

Si encontramos una relación sencilla de 2:1 para la combinación de los gases de esta ecuación, es lógico suponer, como lo hizo Dalton, que esta relación sencilla de 2:1 debería existir también en las partículas de los gases que se combinaban. Dalton propuso entonces, que las partículas de los gases elementales eran átomos sencillos.

como el número de moléculas de oxígeno que hay en 32.000 g de oxígeno. Ahora, si 32.000 g de oxígeno contienen un mol de moléculas de oxígeno diatómico, entonces, 32.000 g de oxígeno deben contener dos moles de átomos de oxígeno. Un mol de átomos de oxígeno sería el número de átomos de oxígeno contenidos en 16.000 g de oxígeno.

Gracias a la hipótesis de Avogadro y a la determinación de $O = 16$ una como patrón de los pesos atómicos relativos, el mol se puede definir de otra manera: **el número de átomos contenidos en el peso atómico relativo de cualquier elemento cuando el peso se mide en gramos.**

Por ejemplo, 23.00 g de sodio contienen un mol de átomos de sodio. Un mol de átomos de hierro pesa 55.8 g. **Un mol es el número de moléculas en el peso molecular relativo de un compuesto cuando ese peso es medido en gramos.** Entonces, 44.00 g de dióxido de carbono contienen un mol de moléculas. Un mol de moléculas de nitrógeno pesa 28.00 g. El verdadero número de átomos o moléculas que forman un mol es 6.023×10^{23} , a este número se le conoce como número de Avogadro o N.

Es casi increíble concebir un número tan inmenso. Quizá un ejemplo pueda ayudarnos. Si la población total de la tierra (cinco mil millones de habitantes) se pusieran a contar el número de moléculas de Avogadro y cada persona contara una molécula por segundo sin descansar, emplearían más de seis millones de años para terminar de contar!

Lo importante es recordar que el número de Avogadro es precisamente un número. Es el número de partículas de un mol. Así como una docena supone una cantidad de 12, un mol representa 6.023×10^{23} o número de Avogadro de átomos, moléculas, ladrillos, etc.

UNIDAD VI.

ESTEQUIOMETRÍA II.

Si se conocen los pesos atómicos de los elementos que forman un compuesto, entonces al presentarnos una fórmula química de un compuesto; intrínsecamente deberíamos tener el conocimiento total de su composición, o bien, por otro lado, cuando se nos proporciona una información completa sobre la composición en peso de un compuesto debemos ser capaces de conocer su fórmula empírica.

Por lo que en este capítulo, nos ocuparemos de problemas que relacionan la fórmula con la composición y que a su vez nos permiten convertir un sistema de expresar la composición por otro.

OBJETIVOS.

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

1.- Definir, así como diferenciar entre si los términos:

a) Fórmula empírica.

b) Fórmula molecular.

2.- Determinará la fórmula empírica de un compuesto, dada su composición porcentual en peso.

3.- Calculará el peso de un mol de un compuesto a partir de su fórmula.

4.- Resolverá problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa; para elementos y compuestos.

5.- Determinará la composición porcentual de los elementos que integran una sustancia.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Además de leer el capítulo 6, será indispensable que realices los ejercicios comprendidos en este capítulo, así como la autoevaluación, lo cual te será de mucha ayuda para que comprendas los objetivos de esta unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

Resolver los siguientes problemas, los cuales ya correctamente resueltos, los entregarás a tu maestro para que los califique. Esto te dará el derecho a tu examen de esta unidad.

1.- Determinar la fórmula más sencilla de un compuesto que tenga la siguiente composición: Cr = 26.52 %, S = 24.52 %, O = 48.96 %.

[Solución: $\text{Cr}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$, o bien, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$].

2.- Un compuesto contiene 63.1 % de carbono, 11.92 % de hidrógeno y 24.97 % de flúor. Deducir su fórmula más sencilla.

[Solución: $\text{C}_4\text{H}_9\text{F}$]

3.- Calcular el porcentaje de arsénico presente en un polímero que tiene la fórmula $\text{C}_2\text{H}_8\text{AsB}$.

[Solución: 63.6 %]

4.- Calcular el porcentaje de nitrógeno presente en el nitrato de Amonio (NH_4NO_3).

[Solución: 35 %].

5.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los elementos constitutivos se contienen en un mol de los siguientes compuestos: a) CH_4 , b) Fe_2O_3 , c) Ca_3P_2 ?

Soluciones:

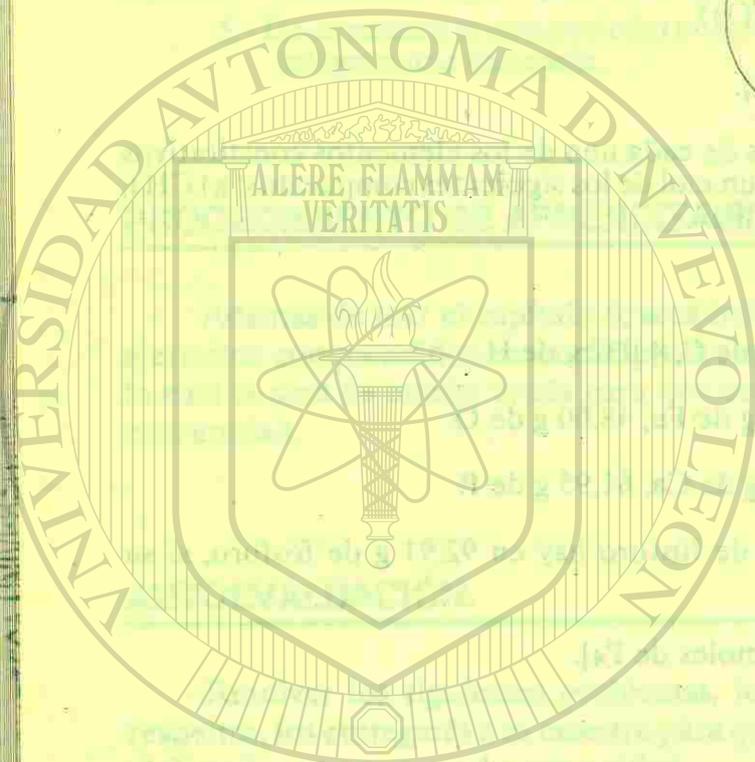
a) 12.01 g de C, 4.032 g de H.

b) 111.69 g de Fe, 48.00 g de O.

c) 120.24 g de Ca, 61.95 g de P.

6.- ¿Cuántos moles de fósforo hay en 92.91 g de fósforo, si su fórmula es P_4 ?

[Solución: 0.75 moles de P_4].



CAPÍTULO VI.

ESTEQUIOMETRÍA II.

En este capítulo se aplicarán los conocimientos obtenidos en los capítulos anteriores y se destinará casi exclusivamente al cálculo de las relaciones de porcentaje, masa y obtenciones de fórmulas para los compuestos químicos.

6-1 DEFINICIÓN DE FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR.

Cuando una fórmula expresa no sólo el número relativo de átomos de cada elemento, sino también el número real de átomos de cada elemento en una molécula de cualquier compuesto; a esta fórmula se le llama fórmula molecular y el peso formular en tal caso se llama peso molecular. Por ejemplo, la fórmula molecular del benceno es C_6H_6 . Esto nos indica que la molécula del benceno está formada por 6 átomos de oxígeno y 6 átomos de hidrógeno.

Por otro lado, la fórmula empírica nos indicará únicamente la relación que exista en los elementos que formen un compuesto, o sea que en la fórmula empírica no se marcará la cantidad real de átomos presentes de los diferentes elementos que formen una molécula de ese compuesto.

Por ejemplo, la fórmula empírica para el benceno será CH ; en donde solamente se está indicando que el benceno está formado por los elementos carbono e hidrógeno en una relación de un átomo de carbono por cada átomo de hidrógeno. Nosotros ya sabemos que una molécula real de benceno tiene 6 átomos de carbono y 6 de hidrógeno, por lo tanto mediante la fórmula empírica de un compuesto no se podrá calcular su peso molecular, caso contrario a lo que sucede en una fórmula molecular.

6-2 CÁLCULO PARA DETERMINAR LA FÓRMULA EMPÍRICA DE UN COMPUESTO, DADA SU COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN PESO.

El concepto que nos hemos formado del mol es muy importante para determinar, de manera experimental, una fórmula química. Hay una relación entre moles de átomos y las fórmulas químicas para compuestos formados por estos átomos. Si estudiamos la relación entre los gases de hidrógeno y de cloro para formar cloruro de hidrógeno gaseoso, la reacción la podríamos representar como sigue:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro \longrightarrow

2 volúmenes de cloruro de hidrógeno

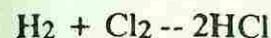
1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de cloro \longrightarrow

2 moléculas de cloruro de hidrógeno.

1 mol de hidrógeno + 1 mol de cloro \longrightarrow

2 moles de cloruro de hidrógeno.

Ya hemos visto que tanto el hidrógeno como el cloro gaseoso deben de ser diatómicos: H_2 y Cl_2 . Escribamos pues, la reacción:



El símbolo H_2 representa o nos expresa a un mol de gas diatómico, y el símbolo Cl_2 un mol de gas cloro diatómico. En esta ecuación química, la fórmula 2HCl representa un mol de moléculas de cloruro de hidrógeno. Si observamos bien la ecuación anterior, están representadas dos moléculas de cloruro de hidrógeno; además, la fórmula HCl nos indica expresamente que un mol de cloruro de hidrógeno químicamente combinado con un mol de átomos de cloro.

Anteriormente se estableció que una molécula nos expresa no solo qué elementos están combinados en el compuesto, sino también la cantidad de cada elemento que se halla en el mismo. Ahora podremos decir que una fórmula química nos indica la proporción molecular de los átomos combinados en el compuesto.

Con esta información nos es suficiente para poder así determinar, experimentalmente, una fórmula química cuyas determinaciones están basadas en la ley de la composición constante.

El estudio de las composiciones en peso y los pesos atómicos relativos nos inducen a la relación molar de los átomos combinados en el compuesto. Dicha relación molar nos da la fórmula más simple de un compuesto.

En ocasiones, la fórmula más simple de un compuesto es también su verdadera fórmula. En otros casos, la verdadera fórmula de un compuesto es un múltiplo de su fórmula más simple. Este es el caso del metano, CH_4 , es la fórmula más simple y es también su fórmula verdadera. Por otra parte, CH_3 es la fórmula más simple del etano, cuya verdadera fórmula es C_2H_6 ($2 \times \text{CH}_3$). Los datos de composición centesimal sólo nos llevan a la fórmula más simple de un compuesto.

Necesitamos datos experimentales, peso molecular, para determinar la verdadera fórmula.

Ejemplo.

Encuentre la fórmula más simple de un compuesto gaseoso que contenga 63.6% de nitrógeno y 36.4% de oxígeno (N = 14 g/m, O = 16.0 g/m).

1.- Habrá que convertir los porcentajes en peso, suponiendo una muestra de 100 g y dividida por los pesos atómicos para determinar el número de moles de cada uno de los elementos combinados.

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = \frac{63.6 \text{ g}}{14.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = 4.54 \text{ m}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = \frac{36.4 \text{ g}}{16.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = 2.28$$

2.- Determinar la relación molar de los diferentes átomos de compuesto, dividiendo el número de moles de cada elemento presente por el menor número de moles calculado.

Relación de moles para el nitrógeno:

$$\frac{4.54 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.99$$

$$2.28 \text{ m}$$

Relación de moles para el oxígeno:

$$\frac{2.28 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.00$$

$$2.28 \text{ m}$$

3.- Establecer la fórmula más simple, tomando en cuenta la indivisibilidad de los átomos.

Según paso (2), la fórmula para este óxido de nitrógeno será $\text{N}_{1.99}\text{O}_{1.00}$ o más sencillamente N_2O .

Ejemplo.

Encontrar la fórmula más simple del óxido de arsénico que contiene 75.8% de arsénico. (As = 74.9 g/m).

$$1.- \text{Moles de átomos de arsénico} = \frac{75.8 \text{ g}}{74.9 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de arsénico} = 1.01 \text{ m}$$

$$24.2 \text{ g}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = \frac{16.0 \text{ g/m}}{24.2 \text{ g}}$$

$$16.0 \text{ g/m}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = 1.51$$

2.- Relación de moles de arsénico:

$$\frac{1.01 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.00$$

$$1.01 \text{ m}$$

Relación de moles para el oxígeno:

$$\frac{1.51 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.50$$

Según el paso (2), la fórmula de este óxido de arsénico es $\text{As}_{1.00}\text{O}_{1.50}$; la cual después de multiplicarse por 2 nos da la relación en números enteros As_2O_3 .

EJERCICIO.

Realizar los siguientes ejercicios para reafirmar los conocimientos sobre este tema.

- 1.- Un compuesto tiene 21.6% de sodio, 33.3% de cloro y 45.1% de oxígeno. Calcular su fórmula empírica tomando los siguientes pesos atómicos: Na = 23.0, Cl = 35.5, O = 16.0 [Solución: NaClO_3].
- 2.- Cuando se quema 1010 g de vapor de zinc expuestos al aire se obtienen 1257 g de óxido de zinc. ¿Cuál será la fórmula empírica de este óxido si Zn = 64.4, O = 16.0)? [Solución: ZnO].
- 3.- Un compuesto tiene la siguiente composición en porcentajes: Na = 32.39%, S = 22.53%, O = 45.07%. Calcular su fórmula empírica tomando los siguientes pesos atómicos: Na = 23.0, S = 32.0, O = 16.0) [Solución: Na_2SO_4].

6-3 DETERMINACIÓN DEL PESO DE UN MOL DE UN COMPUESTO A PARTIR DE SU FÓRMULA.

Ejemplo.

¿Cuál es el peso de un mol de sulfato de potasio K_2SO_4 ?

- 1.- Los elementos que forman un compuesto poseen un peso por mol de átomos.
- 2.- Multiplique cada peso por el número de moles de cada elemento presente en un mol del compuesto.
- 3.- Sume el total de todos los pesos.

$$\text{Para K}_2, \quad 2 \times \text{K} = 2 \times 39.10 \text{ g/m} = 78.2 \text{ g/m}$$

$$\text{Para S}, \quad 1 \times \text{S} = 1 \times 32.07 \text{ g/m} = 32.07 \text{ g/m}$$

$$\text{Para O}_4, \quad 4 \times \text{O} = 4 \times 16.00 \text{ g/m} = 64.00 \text{ g/m}$$

$$\text{K}_2\text{SO}_4 \quad = 174.27 \text{ g/m}$$

El ejemplo anterior fue resuelto en base al "peso de un mol" de sulfato de potasio. Es de sorprendernos el por qué no ha sido planteado el problema en base en el peso molecular K_2SO_4 . Si el problema lo hubiéramos planteado de esta manera, implicaría la existencia de molécula de K_2SO_4 , las cuales no existen. El sulfato de potasio es uno de los muchos sólidos cristalinos en los que experimentalmente no se pueden identificar moléculas. El sulfato de potasio es un compuesto no molecular y para este caso, para el K_2SO_4 y en los otros miles de compuestos en los que el enlace químico entre los átomos es de naturaleza semejante, es correcto hablar de "peso fórmula". Así como hay miles de compuestos no moleculares, también hay más de -dos

millones! de compuestos moleculares donde sí sería apropiado hablar de pesos moleculares.

EJERCICIO.

Determinar los pesos moleculares (o pesos formularios) de los siguientes compuestos:

- 1.- NaOH
- 2.- HNO₃
- 3.- Fe₂S₃
- 4.- Ca₃(PO₄)₂
- 5.- Fe₄[Fe(CN)₆]₃

Soluciones: 40.00, 63.02, 206, 310.19, 859.28).

6-4 CÁLCULO DE PROBLEMAS SOBRE CONVERSIÓN DE MOLES A MASA Y VICEVERSA, PARA ELEMENTOS Y COMPUESTOS.

Para calcular la masa en gramos de un mol, moles o fracción de mol de cualquier entidad química, ya sea átomo, molécula, ion o conjunto de átomos se deberá aplicar la siguiente fórmula sin dejar de tener en mente que un mol de cualquier entidad química contendrá siempre 6.023×10^{23} unidades químicas individuales.

Su fórmula será:

Número de gramos del compuesto = número de moles x peso de un mol de un compuesto.

Ejemplo.

¿Cuántos gramos de H₂S hay en 0.4 moles de H₂S?

Aplicando la fórmula:

$$\begin{aligned} \text{Número de gramos de H}_2\text{S} &= 0.4 \times 34.08 \text{ g/mol} \\ &= 13.63 \text{ g} \end{aligned}$$

El peso de un mol de H₂S es de 34.08 según el punto 6-3, ya que:

$$\begin{aligned} \text{H} &= 1.04 \times 2 = 2.08 \\ \text{S} &= 32.00 \times 1 = 32.00 \end{aligned}$$

34.08

EJERCICIO.

1.- ¿Cuántos gramos de NaOH existen en 2.0 moles de NaOH?

(P.m del NaOH = 40 g/m)

[Solución: 80g].

2.- ¿Cuántos gramos de CaO existen en 0.5 moles de CaO?

(P.M. del CaO = 56.08 g/m)

[Solución: 28.04 g].

3.- ¿Cuántos gramos de BaCl₂ existen en 0.01 moles de BaCl₂?

(P.M. del BaCl₂ = 207.34 g/m)

[Solución: 2.073 g].

Para calcular la cantidad de moles presentes en una cantidad dada de cualquier compuesto expresado en gramos, la fórmula para aplicar será:

$$\text{Moles del compuesto} = \frac{\text{gramos de compuesto}}{\text{P.M. del compuesto.}}$$

Ejemplo.

¿Cuántos moles representar 9.54 g de SO₂? (pesos atómicos: S = 32.0, O = 16.00).

Primero se obtiene el peso de un mol de SO₂ que es igual a la suma de sus pesos atómicos de los átomos presentes en el compuesto.

$$S = 32.06 \times 1 = 32.06$$

$$O = 16.00 \times 2 = 32.00$$

$$64.06 \text{ g/m}$$

Ahora se aplica la fórmula :

$$\text{Moles de SO}_2 = \frac{9.54 \text{ g}}{64.06 \text{ g/m}}$$

$$= 0.1489 \text{ moles de SO}_2$$

Otro ejemplo sería:

¿Cuántos moles representan 85.16 g de NH₃ (amoníaco)? (P.A.: N = 14.007, H = 1.008).

Por lo pronto, el peso molecular del NH₃ será:

$$N = 14.007 \times 1 = 14.007$$

$$H = 1.008 \times 3 = 3.024$$

$$17.031 \text{ g/m}$$

Se aplica la fórmula:

$$\text{Moles de NH}_3 = \frac{85.16 \text{ g}}{17.031 \text{ g/m}}$$

$$= 5.00 \text{ moles de NH}_3$$

EJERCICIO.

1.- ¿Cuántos moles hay en 24.5 g de H_2SO_4 ?

(Investigar los pesos atómicos)

[Solución: 0.250 moles]

2.- ¿Cuántos moles hay en 4 g de O_2 ?

(P.A. del O = 16.00)

[Solución: 0.125 moles].

6-5 CÁLCULOS PARA DETERMINAR LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS ELEMENTOS QUE INTEGRAN UNA SUSTANCIA.

En esta sección, por el contrario del punto 6-2, se calculará el porcentaje con el que forma parte algún elemento de cualquier compuesto. Y al igual que en los demás casos, siempre y cuando se cuente con los datos apropiados, se podrá aplicar una simple fórmula para obtener los resultados deseados.

Este tipo de cálculos se resuelven según las circunstancias por los siguientes procedimientos:

a) El primero, cuando se nos proporcionan las masas en gramos del compuesto y sus elementos.

b) El segundo, cuando se proporcione lo anterior y tengamos que recurrir a los pesos fórmula o moleculares de los compuestos, así como pesos atómicos de los elementos.

Para el primer caso veamos el siguiente ejemplo.

Una tira de cobre electrolíticamente puro, que pesa 3.178 g, se calienta fuertemente en corriente de oxígeno hasta que toda ella se convierte en óxido negro. El óxido negro resultante pesa 3.978 g. ¿Cuál será el porcentaje de Cu y cuál el de O_2 en el óxido final?

Se nos está proporcionando el dato del peso de cobre puro (3.178 g), así como el peso del compuesto final (3.978 g) por lo que por lógica y mediante una resta, podremos obtener el peso con el que el oxígeno participa en dicho compuesto.

$$\text{Peso del óxido negro} = 3.978 \text{ g}$$

$$\text{Peso del cobre} = 3.178 \text{ g}$$

$$\text{Peso del oxígeno} = 0.800$$

Ahora bien, la fórmula que se utilice en estos casos, será:

$$\% \text{ del elem.} = \frac{\text{Peso del elem. en ese compuesto}}{\text{Peso total del compuesto}} \times 100$$

Aplicando la fórmula a nuestro problema, tendremos:

$$\% \text{ de cobre} = \frac{3.178 \text{ g}}{3.978} \times 100$$

$$= 79.9 \%$$

Ahora, para el oxígeno:

$$\% \text{ de oxígeno} = \frac{0.800 \text{ g}}{3.978 \text{ g}} \times 100$$

$$= 20.1\%$$

Comprobación:

$$79.9\% + 20.1\% = 100\%$$

Para el segundo caso, veamos el siguiente ejemplo:

Dada la fórmula K_2CO_3 , determinar la composición en porcentaje de cada uno de los elementos que forman dicho compuesto.

Como aquí no se nos proporcionan la masa de ninguno de los elementos ni del compuesto; para resolver el problema, tendremos que usar los pesos atómicos de los elementos y el peso formular del compuesto: " K_2CO_3 ".

P. A. del K	=	39.102×2	=	78.204
P. A. del C	=	12.011×1	=	12.011
P. A. del O	=	15.999×3	=	47.997

Peso formular del compuesto = 138.212

La fórmula a utilizar en estos casos será:

$$\% \text{ del elemento} = \frac{\text{Peso que aporta el elemento para la formación del compuesto}}{\text{peso formular del compuesto}} \times 100$$

Aplicando la fórmula, tendremos que para el K:

$$\% \text{ del K} = \frac{78.204}{138.212} \times 100$$

$$= 56.58$$

De la misma manera, para el C:

$$\% \text{ del C} = \frac{12.011}{138.212} \times 100$$

$$= 8.69$$

$$\% \text{ del O} = \frac{47.997}{138.212} \times 100$$

$$= 34.73$$

Comprobación:

$$56.58 + 8.69 + 34.73 = 100.00$$

EJERCICIO.

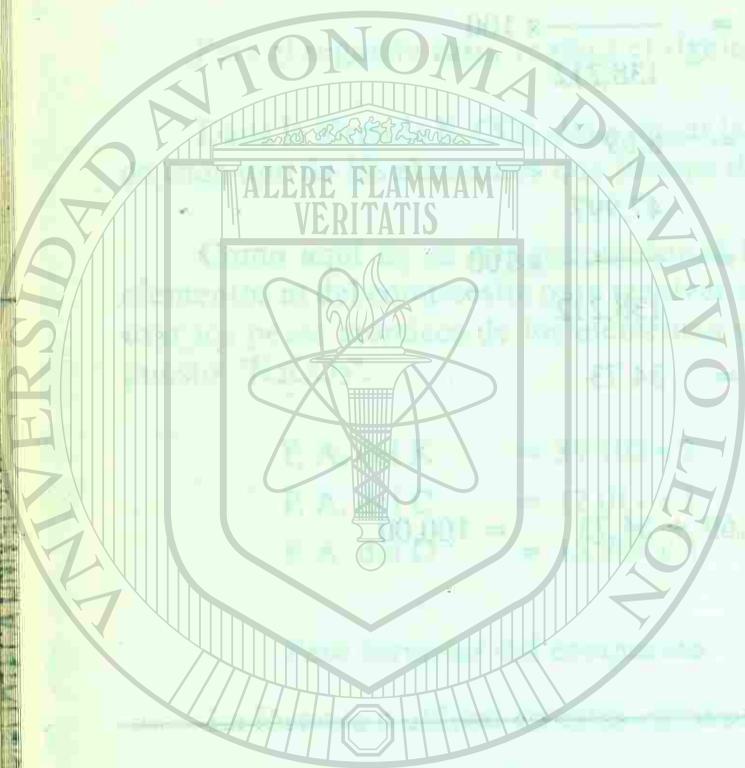
1.- Calcular el porcentaje de cobre y oxígeno presentes en el mineral llamado cuprita CuO_2 .

(Investigar pesos atómicos y formulares).

[Solución : Cu = 66%, O = 33%]

2.- Calcular la composición porcentual del cromato de plata, Ag_2CrO_4 , así como el pirofosfato cálcico, $Ca_2P_2O_7$.

[Soluciones: Ag = 65.02%, Cr = 15.68%, O = 19.30%
Ca = 31.54%, P = 24.38%, O = 44.08%]



UNIDAD VII.

ESTEQUIOMETRÍA III.

Los pesos de los elementos que integran un mol de un compuesto pueden deducirse fácilmente a partir de los pesos atómicos de los elementos y la fórmula que representa a ese compuesto.

Por otro lado, la composición en peso, entonces, se podrá calcular si conocemos los pesos de los elementos y el peso de un mol del compuesto.

Ahora, en esta unidad, trataremos de explicar como calcular las relaciones ponderales (masa) entre las sustancias reaccionantes y los productos de una reacción química.

OBJETIVOS.

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

- 1.- Resolver problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.
- 2.- Definir, así como diferenciar, los términos:
 - a) Reactivo limitante.
 - b) Reactivo en exceso.

3.- Resolver problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas, en las que algunos de los reactivos está en exceso con respecto al otro.

4.- Determinar el reactivo limitante en una reacción química.

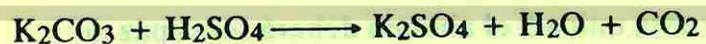
5.- Determinar la fórmula molecular de un compuesto dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Además de leer el capítulo completo, deberás poner especial atención a la explicación que se hace de los ejercicios resueltos. Por otro lado, deberás entregar a tu maestro los problemas de la autoevaluación resueltos, para que tengas derecho al examen de esta unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

1.- Calcular el peso de carbonato potásico que se necesita para preparar 10.0 g de sulfato potásico, según la siguiente ecuación:

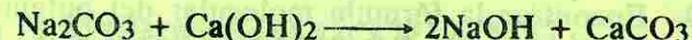


2.- Se ponen a reaccionar 1.0 de Mg y 1.0 de N y se supone que la reacción se efectúa hasta el final. ¿Cuál es el peso del nitrato de magnesio formado? Identificar el reactivo que se halla presente en exceso y ¿qué cantidad del mismo sobra al acabar la reacción? La ecuación es:



3.- Con frecuencia, la sosa cáustica, NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción de Na_2CO_3 con cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de Na_2CO_3 con $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

[Solución = 755 g de NaOH]



4.- Calcúlese la cantidad de cal viva, CaO, que puede prepararse calentando 200 kg de piedra caliza que contiene 100% de CaCO_3 puro.

[Solución = 112.2 kg de CaO]



5.- ¿Cuánto KClO_3 se debe calentar para obtener 3.5 g de Oxígeno?

[Solución = 8.94 g de KClO_3]



6.- Se pone a reaccionar 1 kg de SO_2 con 1 kg de carbono. Determinar ¿cuál reactivo se encuentra en exceso? Determinar ¿cuál reactivo está como limitante? Además determinar la cantidad de los productos formados.



1kg 1kg

[Solución: Reactivo limitante = SO_2 ,

Reactivo en Exceso = C; $\text{CS}_2 = 593$ g; $\text{CO} = 875$ g]

7.- Se calentó una mezcla que contenía 100 g de Al y 200 g de MnO para iniciar la reacción. ¿Cuál de las sustancias indicadas quedó en exceso y, cuánto de ella quedó? Además determinar las cantidades de los productos.

[Solución = Al = 49 g, $\text{Al}_2\text{O}_3 = 95.77$ g, Mn = 154.9 g]



- 8.- Encontrar la fórmula molecular del átomo cuya fórmula empírica se a determinado CH₃, y en el laboratorio experimentalmente se calculó un peso molecular de 30 uma.

[Solución = C₂H₆]

- 9.- Encontrar la fórmula molecular del butano cuya fórmula empírica se hadeterminado C₂H₅ y en el laboratorio experimentalmente se encontró un peso molecular de 58 uma.

[Solución: C₄H₁₀]

- 10.- Encontrar la fórmula molecular del benceno cuya fórmula empírica se ha determinado CH y en el laboratorio experimentalmente se encontró un peso molecular de 78 uma.

[Solución: C₆H₆]

CAPITULO VII.

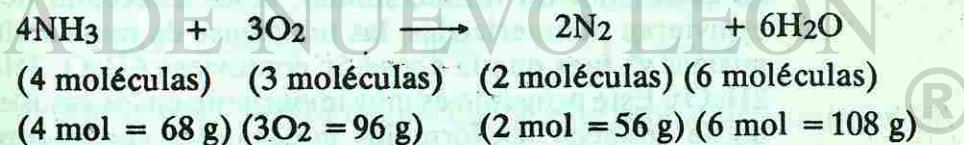
ESTEQUIOMETRÍA III.

En este capítulo trataremos sobre la resolución de problemas en los que intervengan relaciones de peso en las reacciones químicas, así como cálculos para determinar la fórmula molecular de un compuesto.

En todos los casos de los tres capítulos de estequiometría comprendidos en el presente texto, la resolución correcta de los problemas deberá estar basada en las leyes fundamentales de la química como lo son: la ley de la conservación de la materia y la ley de la composición constante.

7-1 RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS SOBRE RELACIONES PONDERADAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Para el mejor entendimiento de la resolución de problemas sobre relaciones ponderales, consideremos las siguiente ecuación:



Puesto que un mol de cualquier sustancia contiene un número determinado de moléculas, el número relativo de moles que hay en la reacción es igual que el número relativo de moléculas. En función de los pesos moleculares $\text{NH}_3 = 17$, $\text{O}_2 = 32$, $\text{N}_2 = 28$, $\text{H}_2\text{O} = 18$, la ecuación de la combustión anterior muestra que 4 moles de NH_3 ($4 \times 17 \text{ g NH}_3$) reaccionan con 3 moles de O_2 ($3 \times 32 \text{ g O}_2$) para formar 2 moles de N_2 ($2 \times 28 \text{ g N}_2$) y 6 moles de H_2O ($6 \times 18 \text{ g H}_2\text{O}$). En forma más general, la ecuación muestra que las masas de NH_3 , O_2 , N_2 y H_2O consumidos o formados en la reacción, expresados en cualquier unidad de masa, están en razón 68:96:56:108 (ó 17:24:14:27).

En todos los casos, la ley de la conservación de la masa requiere que la suma de las masas resultantes ($56 + 108$).

Puede resumirse la importancia de las relaciones de masa de la siguiente forma:

- 1) Las relaciones de masa son tan exactas como la ley de la conservación de la masa.
- 2) Las relaciones de masa no requieren de conocimiento sino de las condiciones variables; por ejemplo, si el H_2O es agua o vapor.
- 3) Las relaciones de masa no requieren del conocimiento de las fórmulas moleculares reales. En el ejemplo anterior las masas o el número de átomos no cambiarán si se considera que el oxígeno es ozono, 2O_3 , en vez de 3O_2 . En cualquier caso, la ecuación debe balancearse con 6 átomos de oxígeno en cada lado. En forma, similar, si las moléculas de agua estuvieran polimerizadas, las relaciones de masa serían las mismas ya fues que la ecuación contuviere $6\text{H}_2\text{O}$, $3\text{H}_4\text{O}_2$ o $2\text{H}_6\text{O}_3$. Este principio es muy importante en los casos en que no se conocen las fórmulas moleculares verdaderas. Las relaciones de masa son válidas para las muchas ecuaciones que incluyen moléculas que pueden disociarse o aquellas que se asocian para formar polímeros complejos (almidón

celulosa, etc.), sin importar si se utilizan o no las fórmulas empíricas o moleculares.

Consideremos la combustión del metano, gas muy importante en la industria y en general para toda la sociedad, ya que es el principal componente del llamado gas natural que utilizamos en nuestros hogares:



En la ecuación anterior, que por cierto ya está balanceada, se observa que para la combustión del metano se requieren dos moles de oxígeno para que se formen dos moles de agua y un mol de dióxido de carbono. Como los pesos moleculares de los compuestos se pueden obtener fácilmente a partir de los pesos atómicos de los elementos, la relación ponderal (o sea de masa) entre las sustancias reaccionantes y los productos, se podrá establecer de la siguiente forma:

Ejemplo.

Calcular el peso de oxígeno necesario para la combustión de 20.0 g de metano; así mismo calcular los pesos de CO_2 y H_2O que resulten de esta reacción.

La ecuación ya la conocemos, incluso la conocemos balanceada:



El primer paso para la resolución de este problema consistirá en calcular el número de moles de la sustancia reaccionante, es decir, del metano. Contamos como dato que reaccionan 20 g de metano, entonces deberemos de sumar los pesos atómicos de los elementos que forman el metano para obtener el peso molecular del mismo:

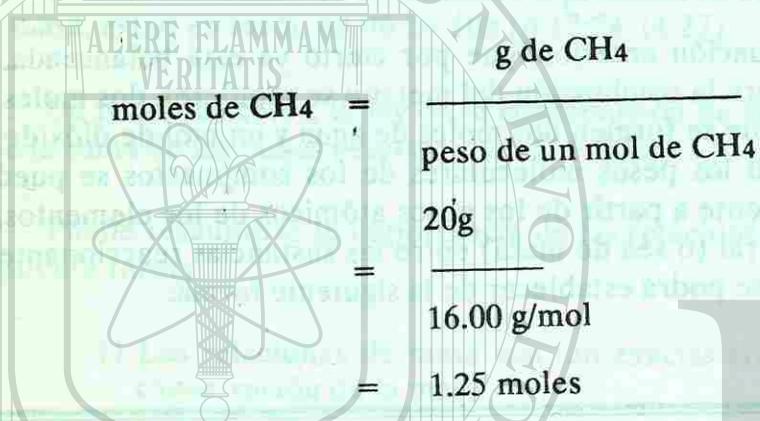
$$H = 1.008 \times 4 = 4.032$$

$$O = 12.000 \times 1 = 12.000$$

$$16.032$$

Si redondeamos el peso de un mol de CH₄ en 16.00 g/mol podremos calcular el número de moles que representan 20 g de CH₄.

Recordando las fórmulas antes expuestas.



A continuación calcularemos también el número de moles de oxígeno que reaccionan con los 1.25 moles de metano y los moles de dióxido de carbono y agua que se producen en esta reacción. Por la ecuación descrita se prevee que por cada mol de metano se requieren dos moles de oxígeno y se producirán dos moles de agua y uno de dióxido de carbono. Por lo tanto, utilizaremos como constante los 1.25 moles de CH₄ ya obtenidos para deducir la cantidad en moles de los otros compuestos.

$$2 \text{ moles de O}_2$$

$$\text{Moles de O}_2 = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{2 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

$$1 \text{ mol de CH}_4$$

o sea,

$$\text{Moles de O}_2 = 1.25 \times 2$$

$$= 2.5 \text{ moles}$$

$$1 \text{ mol de CO}_2$$

$$\text{Moles de CO}_2 = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

$$1 \text{ mol de CH}_4$$

o sea,

$$\text{Moles de CO}_2 = 1.25 \times 1$$

$$= 1.25 \text{ moles}$$

$$2 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

$$1 \text{ mol de CH}_4$$

o sea,

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 1.25 \times 2$$

$$= 2.5 \text{ moles}$$

Hasta aquí hemos calculado que al quemarse 1.25 moles de CH₄ (20g) se consumen 2.5 moles de oxígeno y se forman 1.25 moles de CO₂ y 2.5 moles de H₂O.

El siguiente paso es calcular el peso en gramos que representan cada una de las cantidades de moles obtenidas en el paso anterior, y para ello lo único que hay que hacer es multiplicar la cantidad en moles de cada uno de los compuestos por el peso en gramos de un mol de los mismos.

$$\text{El peso de un mol de O}_2 = 16.0 \times 2 = 32.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{El peso de un mol de CO}_2 = 12.0 + 32.0 = 44.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{El peso de un mol de H}_2\text{O} = 2.0 + 16.0 = 18.0 \text{ g/mol}$$

Ahora,

$$\text{Peso de O}_2 = 2.5 \text{ moles} \times 32.0 \text{ g/mol} = 80.0 \text{ g}$$

$$\text{Peso de CO}_2 = 1.25 \text{ moles} \times 44.0 \text{ g/mol} = 55.0 \text{ g}$$

$$\text{Peso de H}_2\text{O} = 2.50 \text{ moles} \times 18.0 \text{ g/mol} = 45.0 \text{ g}$$

Para comprobar que están correctos los cálculos, el peso de los reaccionantes deberá ser igual al peso obtenido en los productos.



$$\begin{array}{ccc} 20 \text{ g} + 80 \text{ g} = 100 \text{ g} & \longrightarrow & 55 \text{ g} + 45 \text{ g} = 100 \text{ g} \\ \text{reactivos} & & \text{productos} \end{array}$$

7-2 CÁLCULOS SOBRE RELACIONES PONDERALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS EN LAS QUE ALGUNO DE LOS REACTIVOS ESTA EN EXCESO CON RESPECTO AL OTRO.

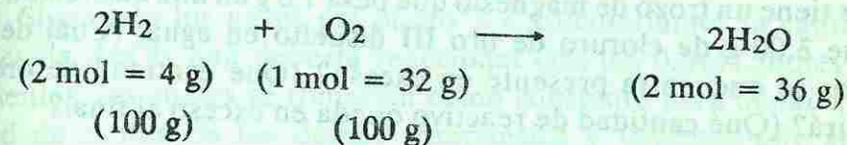
En algunas ocasiones al consumirse una reacción química se observa que el total de los reactivos no es transformado a productos y esto es debido a que siempre deberá existir una relación exacta de reactivos para ser transformados en productos, y en el caso en que esta proporción es alterada, dará la apariencia de que no se consumió totalmente la reacción.

Cuando uno de los reactivos presentes en una reacción química se encuentra en una proporción mayor de la necesaria para reaccionar con la cantidad del otro reactivo presente, estaremos hablando de un reactivo en exceso.

Por otra parte, cuando un reactivo se encuentra presente en una proporción menor de la necesaria para reaccionar con la cantidad presente del otro reactivo llamaremos al reactivo en menor proporción

"limitante". Ya que la reacción ocurrirá sólo hasta que este reactivo se consuma, quedando cantidades del otro reactivo capaz de reaccionar, sin transformarse ya que debido a la cantidad del reactivo limitante, la reacción se interrumpe. A continuación citaremos un ejemplo.

Se produce una chispa eléctrica en una mezcla de 100 g de H₂ y 100 g de O₂ de manera que se forma agua de acuerdo con la reacción:



a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) Cuánta agua se produce?

La característica especial de este problema es que las cantidades iniciales de los dos reactivos se han especificado. Primero, es necesario determinar cuál de las sustancias, esta como limitante.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{100 \text{ g}}{2.02 \text{ g/mol}} = 49.5 \text{ moles H}_2 \quad n_{\text{O}_2} = \frac{100 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3.13 \text{ moles O}_2$$

En esta reacción si observamos la ecuación original, no damos cuenta que para que se efectúe la reacción se requieren 2 moles de H₂ por 1 mol de O₂. Y tomando en cuenta los datos originales de la reacción tenemos 49.5 moles de H₂ por 3.13 moles de O₂. Aquí nos damos cuenta que si se utilizara todo el hidrógeno, se requerirían $1/2 (49.5) = 24.8$ moles de O₂ debido a que la relación que existe en la ecuación es de 2 a 1, entonces obviamente, no puede utilizarse todo el hidrógeno. Puesto que el O₂ está presente en forma de la cantidad limitante, los cálculos deben basarse en la cantidad de O₂, debido a que mientras este presente el oxígeno se va a efectuar la reacción, debido a que es el reactivo que va a determinar el fin de una reacción.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2n(\text{O}_2) = 2 \times 3.13 = 6.26 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 6.26 \times 18 \text{ g/mol} = 113 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ejemplo:

Se tiene un trozo de magnesio que pesa 1.0 g en una disolución que contiene 3.00 g de cloruro de oro III disuelto en agua. (Cuál de los reactivos se encuentra presente en exceso? (Qué cantidad de oro se producirá? (Qué cantidad de reactivo queda en exceso al final?

Solución:

Primero se representa la reacción mediante una ecuación química y se balancea para obtener la relación en moles de reaccionantes y productos.



Ahora se calcula el número de moles disponibles de cada uno de los reactivos:

$$\text{El peso de un mol de Mg} = 24.3 \text{ g/m}$$

$$\text{El peso de un mol de AuCl}_3 = 303.0 \text{ g/m}$$

entonces,

$$\text{Moles de Mg} = \frac{1 \text{ g de Mg}}{24.3 \text{ g/m}}$$

$$= 0.0411 \text{ moles}$$

$$3.0 \text{ g}$$

Moles de AuCl₃

$$= \frac{3.0 \text{ g}}{303.0 \text{ g/m}}$$

$$= 0.0099 \text{ moles}$$

$$= 0.0099 \text{ moles}$$

Siguiendo los pasos del punto 7-1, calcularíamos la cantidad de moles de AuCl₃ que debería reaccionar con los 0.0411 moles de Mg presentes, los cuales se tomarían como constante para deducir la cantidad de moles de los demás compuestos y tenemos que según la ecuación:

$$\begin{array}{l}
 \text{Moles de AuCl}_3 = 0.0411 \text{ moles de Mg} \times \frac{2 \text{ moles de AuCl}_3}{3 \text{ moles de Mg}} \\
 = 0.0411 \times \frac{2}{3} \\
 = 0.0411 \times 0.67 \\
 = 0.0275 \text{ moles}
 \end{array}$$

Sin embargo, según calculamos anteriormente, sólo tenemos 0.0099 moles de AuCl₃ por lo que deducimos que no todo el magnesio podrá reaccionar, o sea que el magnesio se encuentra en exceso, o bien, el AuCl₃ es un reactivo limitante.

Con todo el AuCl₃ si puede reaccionar, realizaremos nuestros cálculos de las sustancias reaccionantes y de los productos basándonos en la cantidad de AuCl₃ presente y no en el magnesio.

2 m de Au

$$\begin{aligned} \text{Moles de Au formados} &= 0.0099 \text{ m de AuCl}_3 \times \frac{1 \text{ mol de Au}}{2 \text{ m de AuCl}_3} \\ &= 0.0099 \text{ moles de Au} \end{aligned}$$

Para calcular el peso que representan 0.0099 moles de Au, lo que hay que hacer es multiplicar esta cantidad de moles por el peso de un mol de Au (197 g/m). Entonces tenemos:

$$\begin{aligned} \text{g de Au} &= 0.0099 \text{ moles de Au} \times 197 \text{ g/mol} \\ &= 1.95 \text{ g de Au} \end{aligned}$$

Ahora calculamos la cantidad de moles de Mg que reaccionan para, posteriormente, calcular la cantidad que quedó en exceso.

$$\begin{aligned} \text{Moles de Mg que reaccionan} &= 0.0099 \text{ mol de AuCl}_3 \times \frac{3 \text{ moles de Mg}}{2 \text{ m de AuCl}_3} \\ &= 0.0099 \times 1.5 \\ &= 0.0148 \text{ moles de Mg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de Mg que permanecen en exceso} &= \\ &= 0.0411 \text{ moles de Mg} - 0.0148 \text{ moles de Mg} \\ &= 0.0263 \text{ moles de Mg que no reaccionan} \end{aligned}$$

Por último se calcula el peso de los moles de Mg que permanecen sin reaccionar (en exceso), multiplicando la cantidad de moles de Mg por el peso de un mol (24.3 g/m).

$$\begin{aligned} \text{Peso de Mg en exceso} &= 0.0263 \text{ moles} \times 24.3 \text{ g/m} \\ &= 0.639 \text{ g de Mg} \end{aligned}$$

7-3 CÁLCULOS PARA DETERMINAR LA FÓRMULA MOLECULAR DE UN COMPUESTO, DADA SU FÓRMULA EMPÍRICA SU PESO MOLECULAR EXPERIMENTAL.

En el capítulo anterior, ya hemos definido lo que es una fórmula empírica y una fórmula molecular. Y aunque a veces la fórmula molecular de un compuesto puede resultar ser la misma que la fórmula empírica o más sencillo, (como en el metano CH₄), por lo general resulta ser un múltiplo de la fórmula empírica (ejemplos son el etano, C₂H₆ y la glucosa, C₆H₁₂O₆).

Para los compuestos iónicos debe tenerse en cuenta que no existen las moléculas, ya que lo que la fórmula indica en estos compuestos es simplemente la proporción en que se encuentran los iones presentes.

Entonces, queda claro que la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica, o bien, a un múltiplo entero de la misma. Para poder calcular este número entero deberá conocerse el peso molecular experimental del compuesto.

Como ejemplo, supongamos que el peso molecular experimental encontrado para el benceno es de 77 uma, mostraremos a continuación la manera en que este peso puede emplearse junto con la fórmula empírica para deducir su fórmula molecular. En todas las fórmulas que a continuación se describen, la proporción entre carbono e hidrógeno (elementos constituyentes del benceno) es de 1 a 1, pero una sola de ellas será la correcta (C₆H₆) de acuerdo con el peso molecular determinado experimentalmente de 77 uma.

Peso molecular calculado
por suma de pesos atómicos
(uma = unidad de masa
Posible Fórmula atómica)

CH	13.0
C ₂ H ₂	26.0
C ₃ H ₃	39.0
C ₄ H ₄	52.0
C ₅ H ₅	65.0
C ₆ H ₆	78.0
C ₇ H ₇	91.0

En primera instancia se podría pensar que C₆H₆ no es necesariamente la fórmula correcta para el benceno ya que el peso molecular determinado experimentalmente es de 77 uma, mientras que el valor calculado aquí es de 78. Lo que pasa es que en realidad la mayoría de los métodos experimentales dan tan sólo una aproximación al peso molecular real. En el caso particular del benceno, los pesos obtenidos en el laboratorio oscilan entre 76 y 80, pero como las fórmulas empíricas son exactas, sólo son posibles los pesos moleculares de la columna derecha, por lo que una de ellas debe ser la correcta.

Resumiendo, la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica, o bien a un múltiplo entero de ésta. Para poder determinar la fórmula molecular de un compuesto, deberá contarse como datos:

- 1.- Los porcentajes en peso de los elementos que formen dicho compuesto, así como:

2.- El peso molecular determinado en el laboratorio.

Si ya se nos proporciona la fórmula empírica del compuesto, se facilita grandemente el cálculo de la fórmula molecular.

Ejemplo.

Calcular la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula empírica se ha determinado, CH₂O, y en el laboratorio experimentalmente se calculó un peso molecular de 179 uma.

Lo que hay que hacer es que a partir de los pesos atómicos del compuesto, se calcula el peso molecular de la fórmula empírica el cual posteriormente se decide con el peso molecular experimental para de ahí obtener la relación real del átomos que hay en la fórmula molecular. Entonces:

$$\begin{array}{rcl}
 \text{C} & = & 12 \times 1 & = & 12 \\
 \text{H} & = & 1 \times 2 & = & 2 \\
 \text{O} & = & 16 \times 1 & = & 16 \\
 \hline
 & & & & 30
 \end{array}$$

30 es la suma de los pesos atómicos de la fórmula empírica y como 179 es el peso molecular experimental, esto conduce a:

$$\frac{179}{30} = 5.97$$

o sea, aproximadamente 6.

Por lo tanto, la molécula real es 6 veces más pesada que lo que tiene de fórmula CH_2O , entonces se multiplica por 6 cada uno de los átomos presentes en el compuesto para obtener la fórmula molecular.



Una vez conocida la fórmula molecular, se podrá calcular el peso molecular real y exacto de la fórmula ya que el calculado en el laboratorio sólo es una aproximación.

$$\text{Peso de átomos de C} = 6 \times 12.01 = 72.06 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de H} = 12 \times 1.008 = 12.09 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de O} = 6 \times 16.00 = 96.00 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de la molécula de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.15 \text{ uma}$$

Objetivos

UNIDAD VIII.

UNIDAD DE REPASO.

Como toda unidad de repaso final, la presente engloba los objetivos más importantes que a través del semestre, se supone, debes haber comprendido y desarrollado.

Esta unidad, a diferencia de las demás unidades de que consta el curso, tiene por objeto reconocer en el alumno si obtuvo un conocimiento generalizado de lo que el texto contiene, y por otro lado, tiene un valor algo diferente a las demás, ya que se considera obligatoria y el no aprobarla puede significar el no acreditar el curso en su totalidad.

Por lo anteriormente expuesto, es de suma importancia que estudies nuevamente los objetivos que se mencionarán a continuación para que en el mejor de los casos, obtengas una mayor calificación final, y en el peor de los casos, cuando menos logres el pase.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Por lo tanto, la molécula real es 6 veces más pesada que lo que tiene de fórmula CH_2O , entonces se multiplica por 6 cada uno de los átomos presentes en el compuesto para obtener la fórmula molecular.



Una vez conocida la fórmula molecular, se podrá calcular el peso molecular real y exacto de la fórmula ya que el calculado en el laboratorio sólo es una aproximación.

$$\text{Peso de átomos de C} = 6 \times 12.01 = 72.06 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de H} = 12 \times 1.008 = 12.09 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de O} = 6 \times 16.00 = 96.00 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de la molécula de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.15 \text{ uma}$$

Objetivos

UNIDAD VIII.

UNIDAD DE REPASO.

Como toda unidad de repaso final, la presente engloba los objetivos más importantes que a través del semestre, se supone, debes haber comprendido y desarrollado.

Esta unidad, a diferencia de las demás unidades de que consta el curso, tiene por objeto reconocer en el alumno si obtuvo un conocimiento generalizado de lo que el texto contiene, y por otro lado, tiene un valor algo diferente a las demás, ya que se considera obligatoria y el no aprobarla puede significar el no acreditar el curso en su totalidad.

Por lo anteriormente expuesto, es de suma importancia que estudies nuevamente los objetivos que se mencionarán a continuación para que en el mejor de los casos, obtengas una mayor calificación final, y en el peor de los casos, cuando menos logres el pase.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVOS.

1.- Definir los siguientes conceptos:

- a) Nomenclatura.
- b) Ion.
- c) Ion-monoatómico y poliatómico.
- d) Anión.
- e) Cation.
- f) Compuesto binarios.
- g) Compuestos ternarios.
- h) Compuestos poliatómicos.

2.- Diferenciar los términos:

- a) Nomenclatura trivial.
- b) Nomenclatura sistemática.

3.- Clasificar, de una serie de fórmulas dadas, a los:

- a) Ácidos.
- b) Bases.
- c) Sales.

4.- Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a las sales.

5.- Definir y utilizar las reglas de nomenclatura para definir a:

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

6.- Diferenciar los términos:

- a) Reacción química.
- b) Ecuación química.
- c) Reactivos.
- d) Productos.

7.- Explicar los efectos de la temperatura y la concentración de los reaccionantes en la velocidad de reacción.

8.- Mencionar cuando menos tres de las técnicas usadas para la medición de las velocidades de reacción.

9.- Balancear ecuaciones por cualquiera de los siguientes tres métodos:

- a) Tanteo.
- b) Ion-electrón.
- c) Estado de oxidación o redox.

10.- Definir los términos:

- a) Oxidación.
- b) Reducción.
- c) Agente reductor.
- d) Agente oxidante.

11.- Definir los términos:

- a) Estequiometría.
- b) Mol.
- c) U.m.a.
- d) Densidad.

e) Peso atómico relativo.

f) Peso molecular relativo.

12.- Enunciar las leyes de:

a) Conservación de la materia.

b) Composición constante.

c) Proporciones múltiples.

d) La combinación de volúmenes de Gay-Lussac.

13.- Diferenciar entre:

a) Fórmula empírica.

b) Fórmula molecular.

14.- Calcular la fórmula empírica de un compuesto dada su composición porcentual en peso.

15.- Resolver problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa.

16.- Determinar la composición porcentual de los elementos que integran un compuesto.

17.- Resolver problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.

18.- Determinar la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

La manera más fácil de llegar a cumplir con los anteriores objetivos es, leer los procedimientos de las diferentes unidades de que consta el libro, y por otro lado, practicar sobre todo la nomenclatura para evitar errores, así como practicar en la resolución de problemas, cuando menos los de las autoevaluaciones de las diferentes unidades.

REQUISITO.

El único requisito para presentar el examen de esta unidad es haber acreditado, cuando menos, cinco de las siete unidades de que consta el curso.

BIBLIOGRAFÍA.

- 1.- INTRODUCCIÓN A LA NOMENCLATURA QUÍMICA.
Fidel Villarreal G., Daniel Butruille, Javier Rivas Ramos.
Ed. Trillas.
- 2.- INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.
T. R. Dickson.
Publicaciones Culturales, S. A.
- 3.- LA QUÍMICA DE O'CONNOR.
Harla, S. A. de C. V.
Harla Harper & R. Latinoamericana.
- 4.- NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA.
Xavier Rodríguez Higuera.
E. Trillas.
- 5.- QUÍMICA.
Gregory R. Choppin, Lee, Summerlin, Lynn Jackson.
Publicaciones Culturales, S. A.
- 6.- QUÍMICA GENERAL.
Jerome L. Rosenberg.
Daniel Shaum B. S.
Mc. Graw Hill

7.- QUÍMICA GENERAL.

Jesse H. Wood., Charles W. Keenan, William E. Bull.
Harper & Row Publishers Inc.

8.- QUÍMICA GENERAL.

John A. Timm.

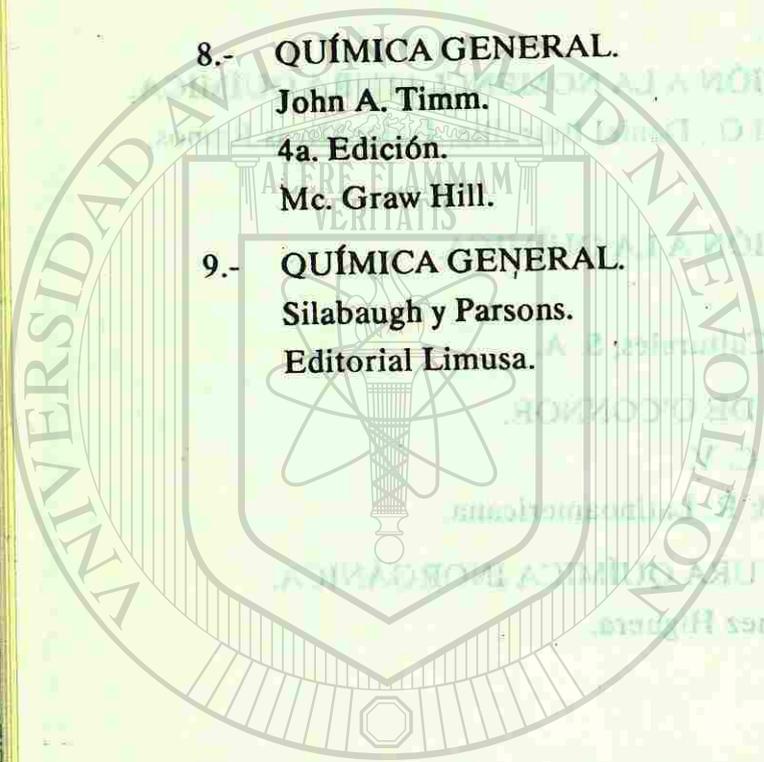
4a. Edición.

Mc. Graw Hill.

9.- QUÍMICA GENERAL.

Silabaugh y Parsons.

Editorial Limusa.

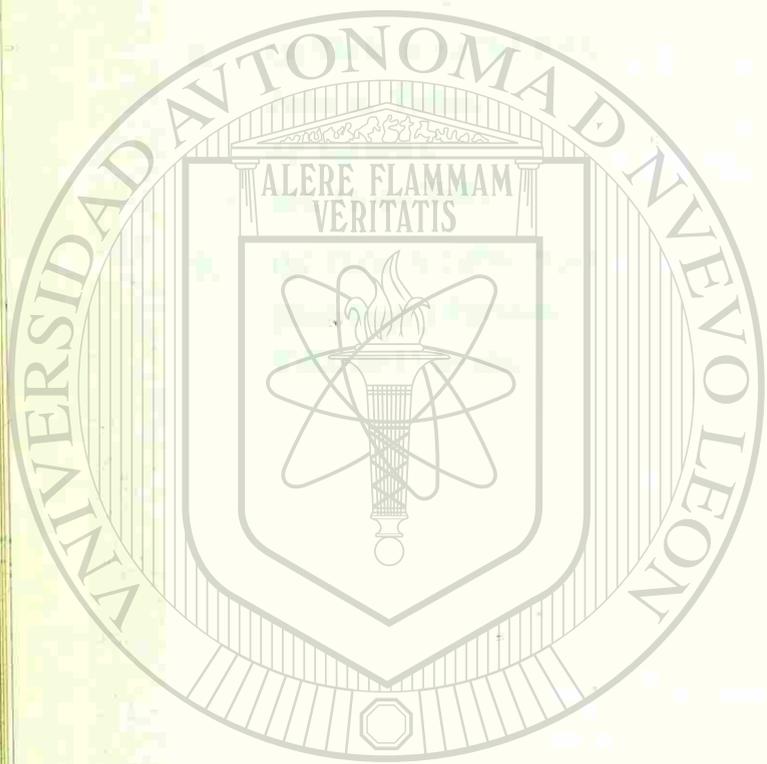


U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

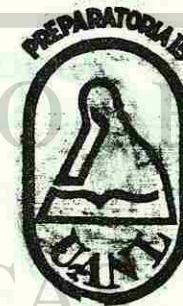
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



ENERO 1991

ÍNDICE

RECOMENDACIONES.	3
Práctica 1. PROPIEDADES GENERALES DE ÁCIDOS Y BASES.	7
Práctica 2. NEUTRALIZACIÓN.	13
Práctica 3. PREPARACIÓN DE SALES.	17
Práctica 4. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.	21
Práctica 5. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.	25
Práctica 6. DETERMINACIÓN DE LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS ELEMENTOS QUE INTEGRAN UNA SUSTANCIA.	29
Práctica 7. RELACIONES EN PESO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.	33

RECOMENDACIONES.

INTRODUCCIÓN.

El principal objetivo del laboratorio, es hacer que el alumno se encuentre familiarizado con las diferentes sustancias, aparatos y técnicas empleadas en un laboratorio de química. Impulsar su interés hacia los caminos de la ciencia y tratar de entenderla mucho mejor. Para lograr estos objetivos, es primordial la entera colaboración del estudiante, a quien le será indispensable tener presente las siguientes recomendaciones:

- 1.- Leer detenidamente su práctica antes de llevarla a cabo.
- 2.- Cuando llegue a tener dudas consulte su libro de texto, o cualquier otro libro; si es necesario, recurra a su profesor. **Nunca es bueno quedarse con dudas.**
- 3.- Observe y anote cualquier cambio que resulte de las reacciones químicas, como: color, calor, presencia de precipitados, etc., porque de no anotar de inmediato, podrá olvidársele y reportar mal sus resultados, obligándose a repetir de nuevo su práctica.
- 4.- Además de las observaciones hechas, preocúpese en buscar una razón científica de las reacciones, facilitándole así el aprendizaje y evitando lo que comúnmente llamamos "machete".

Antes de usar una balanza póngala en equilibrio y en descanso. Maneje con cuidado las balanzas, ya que éstas son instrumentos de

precisión. Una balanza desajustada nos echaría a perder todo el trabajo de una práctica.

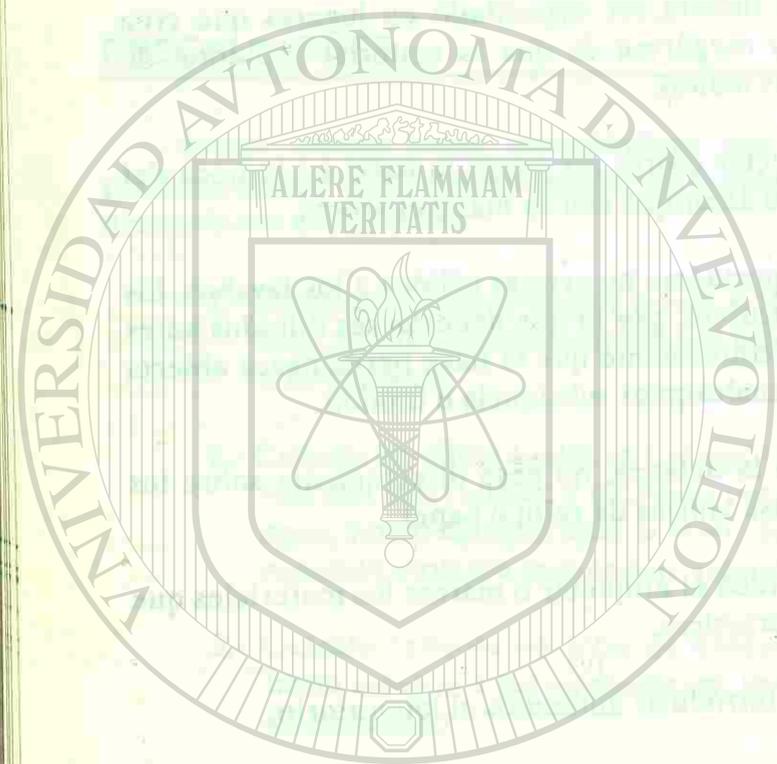
PRECAUSIONES.

Jamás intente hacer experimentos que no correspondan a su práctica; puede que llegue a suceder un accidente, lesionándose usted o uno de sus compañeros.

- 1.- Si por accidente le llegara a caer ácido u otro material corrosivo, lávese inmediatamente con agua en abundancia y llame a su profesor.
- 2.- Cuando de diluir ácidos se trata por ejemplo ácido sulfúrico, viértalo con cuidado y despacio por las paredes del vaso con agua. Jamás agregue agua al ácido, pues se llevaría a cabo una reacción violenta pudiéndole salpicar la cara.
- 3.- Cuando caliente un tubo de ensayo, procure no apuntarlo hacia usted ni a sus compañeros, pues podría salir disparado su contenido.
- 4.- Si una sustancia no la conoce, jamás la pruebe, **PUEDE SER VENENO.**
- 5.- Para evitar pérdida de tiempo, al emplear un reactivo, lea dos o más veces la etiqueta, asegurándose así si es el que usted desea.
- 6.- Al calentar un tubo de ensayo, hágalo por las paredes, no por el fondo.

7.- Si llegasen a inflamarse los líquidos depositados en vasos o matraces, tape la boca de éstos con un vidrio de reloj o una cápsula.

- 8.- Todo material deberá ser depositado en lugares que crea conveniente; y asegúrese de que es material frío antes de tomarlo con las manos.
- 9.- Al querer detectar olores no ponga la nariz en la boca del recipiente, sino abanique con su mano el aroma.
- 10.- es de suma importancia no arrojar sólidos a los lavabos, los ácidos son corrosivos, por lo que deberán ser diluidos antes de tirarlos. Es conveniente que la llave permanezca abierta cuando vierta cualesquier sustancia o líquido.
- 11.- Cuando utilice la balanza, no pese directamente sobre los platillos, sino use vidrios de reloj o papel.
- 12.- Le sería de utilidad el etiquetar o marcar los materiales que emplee en sus prácticas.
- 13.- Esta prohibido introducir alimentos al laboratorio.



PRÁCTICA 1.

PROPIEDADES GENERALES DE ÁCIDOS Y BASES.

INTRODUCCIÓN.

Comenzaremos por las definiciones de ácidos y de bases: Un ácido es una sustancia que suministra iones hidrógeno (H^+) en solución acuosa, es decir, es un donador de protones.

Una base es una sustancia que en solución acuosa suministra iones hidroxilo (OH^-), es un aceptor de protones.

Una de las propiedades más notorias de las bases, es que son capaces de neutralizar a los ácidos, al igual que los ácidos neutralizan a las bases.

Cuando se agrega cualquier ácido a cualquier base ocurre la siguiente reacción:



Las soluciones ácidas tienen un sabor agrio, como el de las frutas cítricas (debido al ácido cítrico), cambian el papel tornasol de azul a rojo y reaccionan con la piel produciendo quemaduras que pueden ser severas si no son tratadas de inmediato.

Las soluciones básicas tienen un sabor amargo, cambian el tornasol de rojo a azul, al contacto con la piel se sienten resbaladizas y al igual que los ácidos producen quemaduras.

OBJETIVO.

Comprender las propiedades generales de los ácidos y las bases.

MATERIAL.

- 1 Gradilla.
- 2 Tubos de ensayo de 18/150
- 9 Vasos de precipitado de 250 ml.
- 1 Pipeta de 10 ml.
- 1 Agitador.
- 2 Tapones del # 1.
- 1 Aparato para demostrar la conductividad.

REACTIVOS.

- Ácido Sulfúrico concentrado (H_2SO_4).
- Solución de Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- Solución de Hidróxido de Sodio ($NaOH$).
- Solución de Cloruro de Sodio ($NaCl$).
- Solución de Ácido Clorhídrico (HCl).
- Solución de Almidón.
- Agua destilada y agua de la llave.

PROCEDIMIENTO.

1) DESHIDRATACIÓN DE LA SACAROSA.

- a) Poner 10 ml de solución de sacarosa en el vaso de precipitado y agregar 10 ml de Ácido sulfúrico concentrado.
- b) Observar como la muestra de sacarosa se torna de color negro por la acción deshidratante del ácido sulfúrico.

NOTA: El color negro es causado por la producción de carbón.

REACCIÓN:



2) PRUEBA CON PAPEL TORNASOL.

- a) Con papel tornasol rojo y azul probar las dos soluciones de los tubos y anotar los cambios del papel tornasol al contacto con éstas.

NOTA: Tomar muestra con agitador del tubo A poner una gota en el papel tornasol rojo y otra en el papel tornasol azul.

Repetir la operación con el tubo B.

Papel tornasol rojo → Azul = Solución Básica.

Papel tornasol azul → Rojo = Solución Ácida.

3) PRUEBA DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

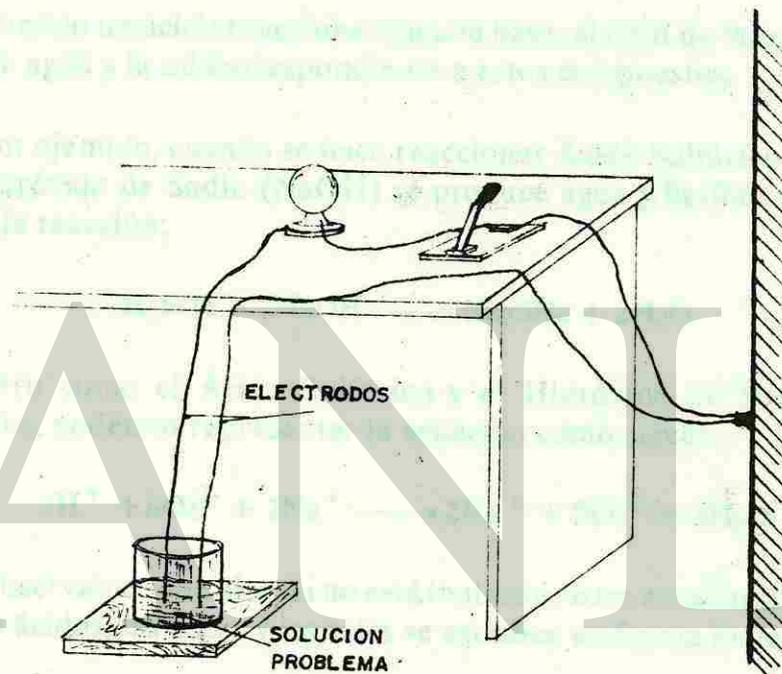
- a) El maestro demostrará la conductividad de las siguientes soluciones, por medio de un aparato como se muestra en la figura.

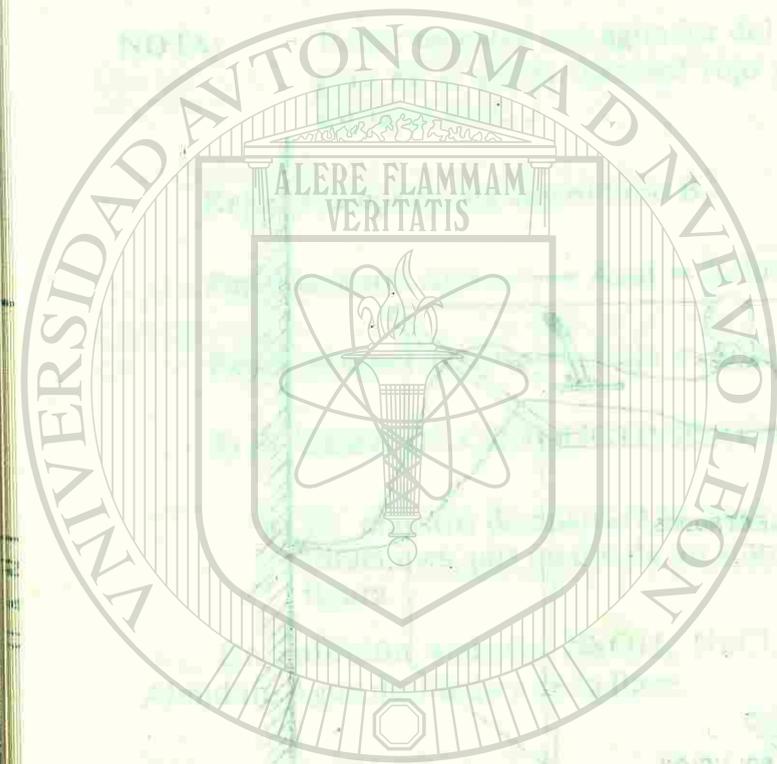
En solución acuosa: NaOH, NaCl, HCl, H₂SO₄, Sacarosa, Almidón, Agua destilada y de la llave.

PREGUNTAS.

- 1.- ¿Que se demuestra con la prueba de conductividad?
- 2.- Anotar los cambios de color que producen las soluciones A y B en el papel tornasol rojo y azul.
- 3.- Explique el porque de tales cambios.

- 4.- ¿A qué se debe la no conductividad de las soluciones de almidón, sacarosa y agua destilada?





PRÁCTICA 2.

NEUTRALIZACIÓN.

Cuando un ácido reacciona con una base, al final de la reacción se produce agua y la sal correspondiente a estos compuestos.

Por ejemplo, cuando se hace reaccionar Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) con Hidróxido de Sodio (NaOH) se produce agua y Sulfato de Sodio, siendo la reacción:



Pero como el Ácido Sulfúrico y el Hidróxido de Sodio están ionizados, podemos representar la ecuación como sigue:



Observamos que el agua no está ionizada en las ecuaciones iónicas, sólo los ácidos, las bases y las sales se escriben en forma iónica.

La ecuación iónica más sencilla es:



Hay que centrar la atención en que la reacción entre un ácido y una base es básicamente una reacción entre el ion hidrógeno del ácido y el ion hidroxilo de la base para formar el agua.

A este tipo importante de reacciones se les llama de **NEUTRALIZACIÓN**. Mediante este tipo de reacciones es posible obtener una gran variedad de sales.

OBJETIVO.

Obtener una sal (NaCl sal común de cocina) por medio de una reacción de neutralización entre Ácido Clorhídrico e Hidróxido de Sodio.

MATERIAL.

1 Agitador.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

1 Pipeta de 10 ml.

1 Tripié.

1 Mechero.

1 Tela de asbesto.

REACTIVOS.

Solución molar de Ácido Clorhídrico (HCl).

Solución molar de Hidróxido de Sodio (NaOH).

PROCEDIMIENTO.

En un vaso de precipitado de 250 ml., colocar 10 ml de una solución 2 molar de HCl y agregar 10 ml. de una solución 2 molar de NaOH .

Con un agitador, mezclar bien para homogenizar y someter a calentamiento hasta sequedad.

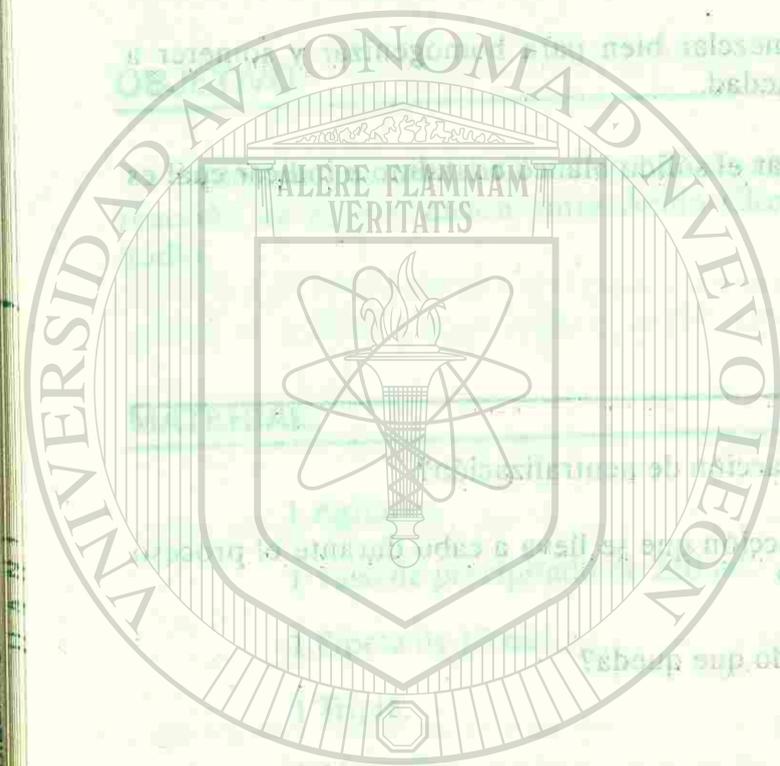
Ya que enfríe, probar el sólido blanco cristalino e indicar cuál es el sabor que presenta.

PREGUNTAS.

1.- ¿Qué es una reacción de neutralización?

2.- ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo durante el proceso que realizaste?

3.- ¿Qué es el sólido que queda?



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
U.A.N.L.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE INVESTIGACIONES CIENTÍFICAS

PRÁCTICA 3.

PREPARACIÓN DE SALES.

INTRODUCCIÓN.

Las sales según Arrhenius son sustancias que dan aniones distintos al ion OH^- y cationes distintos al ion H^+ . En algunos casos, si además del cation correspondiente la sal da también iones H^+ es una sal ácida y, en cambio, si al lado de los aniones formados por el radical ácido da también iones OH^- , la sal es entonces una sal básica.

Las sales ácidas pueden imaginarse formadas por substitución parcial en los ácidos de los hidrógenos ionizables por radicales positivos y, análogamente, las sales básicas pueden suponerse derivadas de los hidroxilos metálicos por substitución parcial de sus grupos OH^- por radicales ácidos.

Para obtener una sal se pueden seguir distintos procedimientos, por ejemplo desplazando el hidrógeno de un ácido por un metal, neutralizando un ácido por óxido o un hidróxido, o basándose en las leyes de **Berthollet** que enuncian:

Un ácido, una base o una sal solubles, se combinan con otra sal, cuando el intercambio de los radicales ácidos y básicos se forma un compuesto (ácido, base o sal) más volátil o menos soluble que los cuerpos reaccionantes.

Esta regla se cumple por lo general, salvo en las reacciones de carácter reversible.

OBJETIVO.

Basados en ésto, vamos a preparar sales en las siguientes formas.

- 1.- Por la acción de un ácido sobre un metal.
- 2.- Por la acción de un ácido sobre un óxido.
- 3.- Por la acción de un ácido sobre un hidróxido.
- 4.- Por la acción de una base sobre una sal.

MATERIAL.

5 tubos de ensayo de 18/150.

1 Gradilla.

1 Probeta.

2 Cápsulas de porcelana.

1 Mechero.

1 Tripié.

1 Tela de asbesto.

2 Embudos.

1 Agitador.

Papel tornasol.

Papel filtro.

REACTIVOS.

Zinc metálico

Zn

Ácido Clorhídrico

HCl

Óxido de Cobre

CuO

Hidróxido de Sodio en solución al 20%

NaOH

Cloruro Férrico en solución al 20%

FeCl₃

Agua destilada.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- **ÁCIDO SOBRE METAL:** Se pone en un tubo de ensayo un pedazo de Zn y se añaden 5 ml. de HCl, se deja que continúe la reacción unos 10 min. Se filtra y se evapora el filtrado a sequedad, en cápsula de porcelana.
- 2.- **ÁCIDO SOBRE UN ÓXIDO:** Se pone en un tubo un poco de CuO y disuélvalo en un poco de agua, añada HCl hasta que se disuelva, filtre y evapore la solución.

3.- **ÁCIDO SOBRE UN HIDRÓXIDO:** Tome 5 ml. de solución de NaOH y viértala en una cápsula de porcelana. Añada HCl poco a poco agitando hasta que el papel tornasol ya no cambie de color; a éste se le llama neutro o final; a la operación se le llama **neutralización** y al papel indicador. **Evapore lentamente evitando que salpique, hasta sequedad.**

4.- **ACCIÓN DE UNA BASE SOBRE UNA SAL:** En un tubo de ensayo se ponen 5 ml. de solución de FeCl₃ y se añade lentamente NaOH hasta formar un precipitado y ver su color, ¿cuál es el producto menos soluble?

PREGUNTAS.

Escribe las reacciones que en cada caso se llevaron a cabo.

PRÁCTICA 4.

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

INTRODUCCIÓN.

Para el estudio de la composición de la materia, desde el punto de vista químico, hay que basarnos en que las propiedades de la combinación de las sustancias, pueden explicarse por medio de los electrones, protones y neutrones. En nuestro mundo estas partículas están organizadas como unidades específicas, formando los átomos de más de cien elementos, los átomos de los elementos a su vez se organizan en iones y méculas de compuestos que constituyen la mayor parte de la porción "no viviente" del mundo.

Con esta porción "no viviente", ocurren natural o artificialmente muchas reacciones químicas, por medio de las cuales se forman otros compuestos que presentan gran utilidad en nuestra vida cotidiana. Cuando estas reacciones químicas son artificiales, es decir, hechas por el hombre, hay necesidad de efectuarlas con cantidades medidas de reactivos (sustancias que reaccionan) para que rindan la mayor parte de productos posibles (sustancias que se forman) para que de esta forma optimizar los recursos de los que disponemos, y no desperdiciar reactivos incesariamente.

El método más adecuado de optimizar recursos es, representar la reacción por medio de una ecuación química y balanceando correcta-

mente para conocer la proporción exacta con que interviene cada reactivo en la reacción química.

OBJETIVO.

Efectuar la reacción química que sigue con los materiales que se te proporcionen en el laboratorio.



Emplear los procedimientos que conoces, para balancear la ecuación química.

MATERIAL.

1 Tubo de ensayo de 25/200.

1 Pizeta.

1 Pipeta de 10 ml.

2 Pipetas de 5 ml.

REACTIVOS.

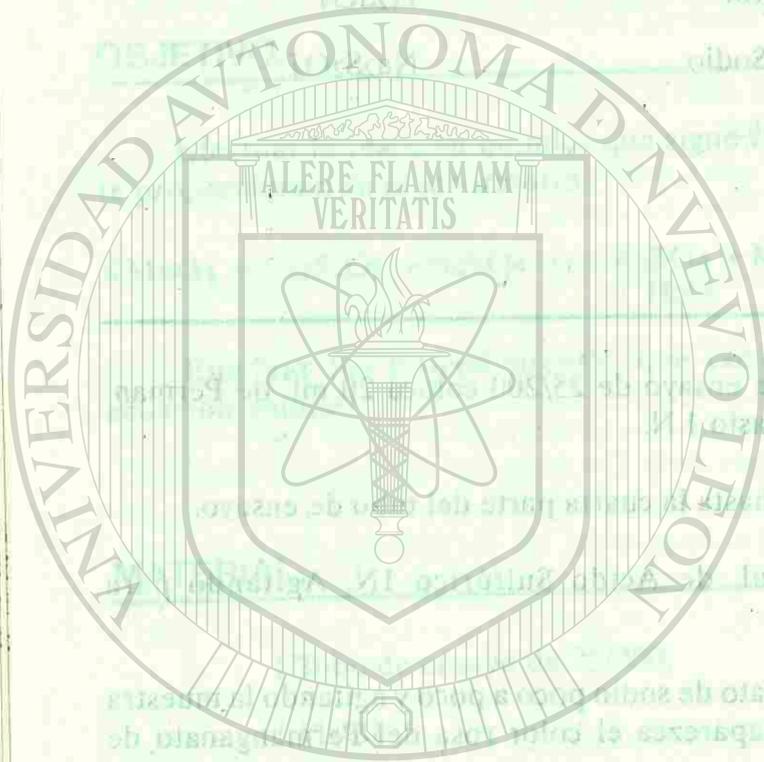
Permanganato de Potasio	KMnO ₄
Ácido Sulfúrico.	H ₂ SO ₄
Trisulfato de Sodio.	Na ₂ S ₂ O ₄
Agua destilada.	

PROCEDIMIENTO.

- 1.- En un tubo de ensayo de 25/200 coloca 20 ml. de Permanganato de Potasio 1 N.
- 2.- Agregar agua hasta la cuarta parte del tubo de ensayo.
- 3.- Agregarle 5 ml. de Ácido Sulfúrico 1N. Agitando para homogenizar.
- 4.- Agregar trisulfato de sodio poco a poco y agitando la muestra hasta que desaparezca el color rosa del Permanganato de potasio.

REPORTE.

Entregarás a tu maestro junto con la autoevaluación un reporte de las observaciones efectuadas durante la práctica y la ecuación química balanceada, por los tres métodos llevados en clase.



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
U.N.L.

PRÁCTICA 5.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

INTRODUCCIÓN.

Un primer aspecto del conocimiento químico, fue conocer la relación entre las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.

El descubrimiento de la balanza y su aplicación en el estudio de las transformaciones químicas, dio lugar al descubrimiento de las leyes de las combinaciones químicas y al establecimiento de la química como ciencia.

Una de estas leyes de combinaciones químicas es la **LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA** que nos dice: "La masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él", en términos químicos, "en ninguna reacción química se gana ni se pierde peso".

Fue el químico francés Lavoisier, a quién se le atribuye el enunciado de la ley de la conservación de la materia y se debe a él su confirmación y generalización.

De los datos que obtuvo de un gran número de experimentos, encontró que el peso de los reactivos (las sustancias que inician una reacción) era siempre igual al peso de los productos (las sustancias formadas en la reacción).

OBJETIVO.

Comprobar que en una transformación química no ocurre cambio en la masa inicial y final del sistema, sometido a la transformación.

MATERIAL.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

2 Tubos de ensayo de 13/100

1 Balanza.

REACTIVOS.

Solución 1 N de Cloruro Férrico. FeCl_3

Solución 3 N de Hidróxido de Potasio. KOH

PROCEDIMIENTO.

Colocar 2 ml. de solución 1 N de Cloruro Férrico en un tubo de 13/100 y 2 ml. de solución 3 N de Hidróxido de Potasio en otro tubo; colocar los tubos en el vaso de precipitado y pesar todo el conjunto.

ANOTE:

Peso del conjunto. _____

Color de la solución de Hidróxido Férrico. _____

Color de la solución de Hidróxido de Potasio. _____

Hechas las observaciones anteriores, proceda a mezclar las dos soluciones en el vaso de precipitado y coloque los tubos en posición invertida dentro del vaso.

ANOTE:

Cambios ocurridos _____

Peso del conjunto _____

PREGUNTAS.

- 1.- Reporte los cambios observados.
- 2.- ¿De qué manera se comprueba la ley de la conservación de la materia en este experimento?

PRÁCTICA 6.

DETERMINACIÓN DE LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS ELEMENTOS QUE INTEGRAN UNA SUBSTANCIA.

INTRODUCCIÓN.

La ley de la composición constante nos dice: "Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación de peso invariable".

Si observamos bien, ésta y todas las leyes científicas, no son más que enunciación de la forma como se comporta la naturaleza, expresando algún orden en particular o alguna realidad de la naturaleza. Podríamos decir, que al formarse un compuesto, la naturaleza fija la relación en peso asignada que deben conservar las partes constituyentes.

Diferentes químicos, a través de la historia, se dedicaron con especial empeño al problema de analizar compuestos y calcular la composición porcentual en peso de los diversos compuestos, logrando comprobar, en muchos de los casos, la ley de la composición constante.

Por ejemplo, si se obtiene Óxido de Cobre (CuO) por calentamiento del metal en presencia de oxígeno, por disolución del Cobre en Ácido Nítrico y cristalización y calcuinación de Nitrato Cúprico obtenido; y

también por acción del Cloro sobre Cobre, disolución del Cloruro de agua, precipitación de Carbonato de Cobre y separación y calcinación de este compuesto. En los tres casos se encuentra que el Óxido Cúprico formado contiene un 80% de Cobre y un 20% en peso de Oxígeno.

OBJETIVO.

Efectuar cálculos estequiométricos para:

- Determinar la fórmula más simple de un compuesto dada una composición porcentual.
- Asignarle nombre de acuerdo a las reglas de nomenclatura y su fórmula más simple.
- Determinar el peso de un MOL de ese compuesto.
- ¿Cuántos gramos son 0.6 mol de ese compuesto?
- Prepara 100 ml. de este compuesto a una concentración de 0.6 molar.

MATERIAL.

1 Probeta de 100 ml.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

1 Balanza.

1 Agitador.

REACTIVOS.

Agua destilada.

Compuesto X.

PROCEDIMIENTO.

- ¿Cuál es la fórmula más simple del compuesto X cuya composición porcentual es de:

$$\text{Cl} = 60.34 \%$$

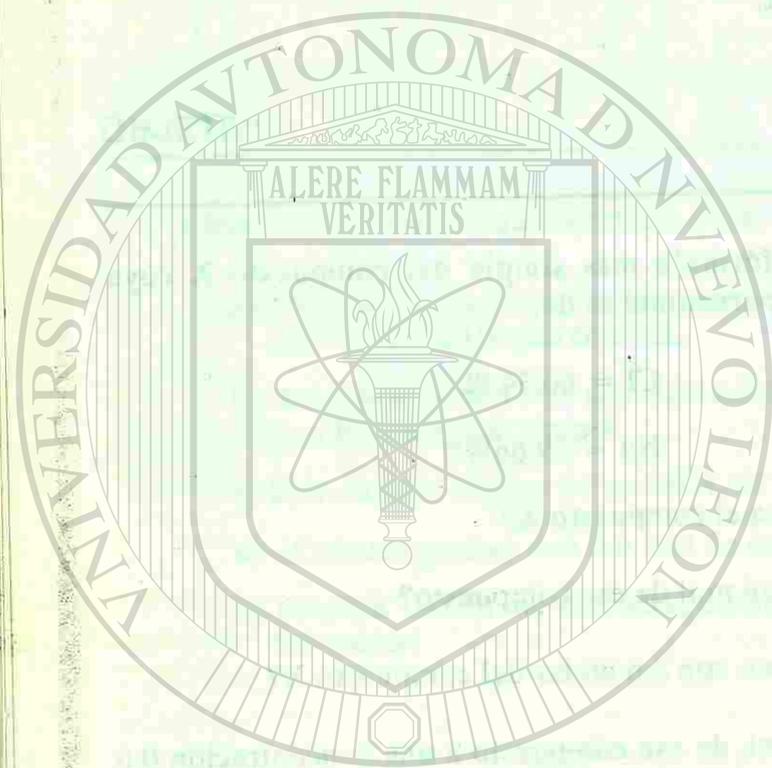
$$\text{Na} = 39.66\%?$$

- ¿Cómo se llama el compuesto X?
- ¿Cuánto pesa un mol de ese compuesto?
- ¿Cuántos gramos son 0.6 molar del compuesto X?
- Preparar 100 ml. de ese compuesto a una concentración 0.6 M.

- Pesar el número de gramos del compuesto requerido para preparar la solución.
- Colocar la muestra en un vaso de precipitado y agregar 50 ml. de agua destilada, agitar hasta disolver totalmente.
- Transferir la solución a una probeta de 100 ml. y completar con agua destilada hasta la marca de 100 ml.

REPORTE.

Entregar al finalizar la práctica los cálculos efectuados.



PRÁCTICA 7.

RELACIONES EN PESO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

INTRODUCCIÓN.

El tipo más común de problemas en las reacciones químicas, es el de los pesos de las sustancias en una reacción química, por ejemplo cuando se conoce el peso de uno de los reactivos, se puede calcular el peso de los productos en esa reacción química:

En las reacciones entre dos sustancias, cuando una de ellas está en exceso con respecto a la otra (reactivo en exceso), la cantidad que está en exceso permanece sin combinarse, aunque la reacción haya terminado, cuando hay reactivo en exceso es posible calcular la cantidad de producto formado, e incluso la cantidad de reactivo que permanece en exceso.

OBJETIVO.

En la reacción que vas a efectuar determinarás:

a) ¿Cuál es el reactivo que está en exceso?

- b) ¿Que cantidad de cobre se produce?
- c) ¿Qué cantidad de reactivo queda en exceso al finalizar la reacción?

MATERIAL.

- 2 Tubos de ensayo de 18/150.
1 Pipeta de 10 ml.

REACTIVOS.

- | | |
|-------------------------------------|-------------------|
| Solución de Sulfato de Cobre de 1M. | CuSO ₄ |
| Granalla de Zinc. | Zn |

PROCEDIMIENTO.

- 1.- En un tubo de ensayo de 18/150 coloca 150 ml. de una solución 1 M de Sulfato de Cobre (la cual contiene 2.521 g de Sulfato de Cobre).
- 2.- Le agregarás 1 g de granalla de Zinc.
- 3.- Dejalo reposar.
- 4.- Agita esporádicamente, observando los cambios que ocurren.

- 5.- Deja un poco de Sulfato de Cobre en otro tubo para comparar con el tubo al cual le agregaste Zinc.

REPORTE.

Representarás la ecuación química balanceada de la reacción que se lleva a cabo.



Junto con las observaciones que realices durante la práctica, entregarás las operaciones para determinar:

- 1.- ¿Cuál es el reactivo que está en exceso?
- 2.- ¿Qué cantidad (en gramos) de Cobre se producen?
- 3.- ¿Qué cantidad (en gramos) de reactivo queda en exceso al final de la reacción?

CÁLCULOS.

- 1.- Representa la reacción química balanceada.
- 2.- Calcular el número de moles disponibles.

Peso de un mol de Zn =

Peso de un mol de CuSO₄ =

$$\text{Moles de Zn} = \frac{\text{g de Zn}}{\text{peso de un mol de Zn}}$$

$$\text{Moles de CuSO}_4 = \frac{\text{g de CuSO}_4}{\text{peso de un mol de CuSO}_4}$$

3.- Calcular los moles de Sulfato de Cobre que reaccionan con el Zinc.

$$\text{Moles de CuSO}_4 \text{ que reaccionan con Zn} = \frac{\# \text{ de moles de CuSO}_4}{\# \text{ de moles de Zn}}$$

Con las operaciones que has realizado ya puedes decir cual es el reactivo en exceso y cual el reactivo limitante.

4.- En base al reactivo limitante calcula los pesos de reactivos y productos restantes.

$$\# \text{ moles de Cu formados} = \frac{\# \text{ de moles de CuSO (que reaccionaron el Zn)}}{\# \text{ de moles de Cu}} \times \# \text{ de moles de CuSO}_4$$

5.- Calculemos ahora los moles de Zinc que reaccionan con el Sulfato de Cobre.

$$\# \text{ de moles de Zn que reaccionan con el CuSO}_4 = \frac{\# \text{ de moles de CuSO}_4}{\# \text{ de moles de Zn}} \times \# \text{ de moles del CuSO}_4$$

6.- A continuación calcula los moles de Zinc en exceso.

$$\text{Moles de Zn en exceso} = (\# \text{ de moles disponibles}) - (\# \text{ de moles que reaccionan con CuSO}_4)$$

7.- Por último efectúa la conversión de moles a gramos de:

Zn en exceso =

Cu producido =

Zn que reacciona =

Multiplicando el número de moles que obtuvimos por el peso de un mol de la sustancia que corresponda.



UAN

DAD AUTÓNOMA DE NUEV

CIÓN GENERAL DE BIBLIOTEC

