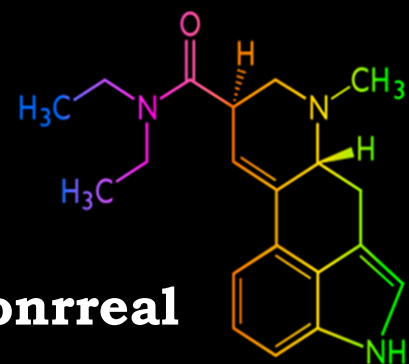




# textos

universitarios

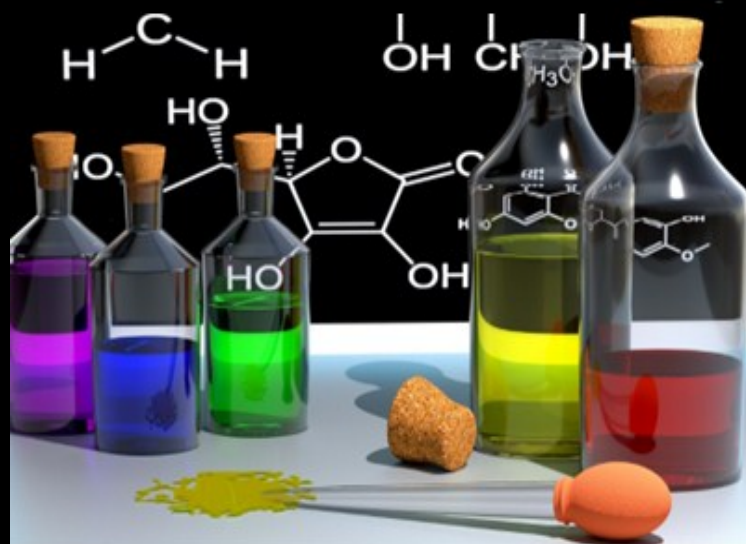


Sabino José Menolasina Monrreal

3

# FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS Y NOMENCLATURA

FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS Y NOMENCLATURA



UNIVERSIDAD DE LOS ANDES VENEZUELA



PUBLICACIONES VICERRECTORADO ACADÉMICO



**UNIVERSIDAD DE LOS ANDES**  
Autoridades universitarias

**Rector**

Mario Bonucci Rossini

• **Vicerrectora Académica**

Patricia Rosenzweig Levý

• **Vicerrector Administrativo**

Manuel Aranguren Rincón

• **Secretario (E)**

Manuel Joaquín Morocoima

**SELLO EDITORIAL PUBLICACIONES  
DEL VICERRECTORADO ACADÉMICO**

• **Presidenta**

Patricia Rosenzweig Levý

• **Coordinadora**

Marysela Coromoto Morillo Moreno

• **Consejo editorial**

Patricia Rosenzweig Levý

Marysela Coromoto Morillo Moreno

María Teresa Celis

Marlene Bauste

Francisco Grisóla

Jonás Arturo Montilva

Joan Fernando Chipia L.

María Luisa Lazzaro

Alix Madrid

**COLECCIÓN TEXTOS UNIVERSITARIOS:  
CIENCIAS NATURALES**

Sello Editorial Publicaciones del  
Vicerrectorado Académico

Los trabajos publicados en esta colección han sido rigurosamente seleccionados y arbitrados por especialistas en las diferentes disciplinas.

**COLECCIÓN TEXTOS  
UNIVERSITARIOS:  
CIENCIAS NATURALES**  
Sello Editorial Publicaciones  
Vicerrectorado Académico

MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA

3 FÓRMULAS, ECUACIONES  
QUÍMICAS Y NOMENCLATURA

Primera edición digital, 2024

© Universidad de Los Andes  
Sello Editorial Publicaciones del  
Vicerrectorado Académico  
de la Universidad de Los Andes  
© SABINO JOSÉ MENOLASINA MONRREAL

Hecho el depósito de ley  
Depósito Legal: ME2024000239

ISBN: 978-980-11-2188-6



**Corrección de estilo:**

Carlos Perdomo Ramírez

**Diagramación:**

Sabino José Menolasina Monrreal  
Marysela Coromoto Morillo Moreno

**Imágenes de la portada:**

Tomadas de: [https://cdn.pixabay.com/photo/2015/04/26/13/47/chemistry-740453\\_1280.jpg](https://cdn.pixabay.com/photo/2015/04/26/13/47/chemistry-740453_1280.jpg)

Universidad de Los Andes  
Av. 3 Independencia,  
Edificio Central del Rectorado,  
Mérida, Venezuela.  
publicacionesva@ula.ve  
publicacionesva@gmail.com  
<http://www2.ula.ve/publicaciones-academico>

**Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra sin la autorización escrita de los autores y editores.**

Editado en la República Bolivariana de Venezuela

**COLECCIÓN DE TEXTOS UNIVERSITARIOS**

Esta colección contempla la edición de textos académicos que sirven de apoyo docente en las áreas del conocimiento existentes en la Universidad: Ciencias Humanísticas y Sociales, las Ciencias Naturales, la Ingeniería y la Tecnología, la Medicina y las ciencias de la salud y las ciencias agrícolas.

Entre los objetivos específicos de esta colección resaltan:

- Estimular la edición de libros al servicio de la docencia.
- Editar la obra científica de los profesores de nuestra Casa de Estudios.
- Publicar las investigaciones generadas en los centros e institutos de investigación.

Hasta ahora, un número considerable de textos universitarios ha sido publicado por miembros de nuestra planta profesoral, obras de las que se han beneficiado por igual estudiantes y docentes, en la búsqueda del mejoramiento de la calidad de nuestra educación de pre y posgrado.



**UNIVERSIDAD  
DE LOS ANDES**



**PUBLICACIONES  
VICERRECTORADO ACADÉMICO**

**MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA**

**3**

**FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS  
Y NOMENCLATURA**



---

**PUBLICACIONES  
VICERRECTORADO ACADÉMICO**

Universidad de Los Andes  
Mérida 2024 - Venezuela



**MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA**

# **3**

## **FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS Y NOMENCLATURA**

**SABINO JOSÉ MENOLASINA MONRREAL**

**COLECCIÓN TEXTOS UNIVERSITARIOS:  
Ciencias Naturales**

**Sello Editorial Publicaciones del Vicerrectorado Académico  
Universidad de Los Andes**



# ÍNDICE

<b>PRESENTACIÓN</b>	.....	09
<b>PREFACIO</b>	.....	13
<b>CAPÍTULO 1</b>	Fórmulas .....	15
<b>CAPÍTULO 2</b>	Ecuaciones químicas.....	47
<b>CAPÍTULO 3</b>	Nomenclatura de sustancias inorgánicas y de sustancias orgánicas .....	89
<b>BIBLIOGRAFÍA</b>	.....	167





# PRESENTACIÓN

En la actualidad, un gran número de campos científicos y tecnológicos requieren de conocimientos de Química. Sin embargo, nuestra sociedad en general tiene una visión poco favorable de la misma, debido a su desconocimiento y a las formas poco significativas de su aprendizaje que se imparten en bachillerato, lo cual conlleva a ser una de las disciplinas menos elegidas para estudiar en las Universidades.

En bachillerato, la asignatura de Química se enseña inadecuadamente y la forma como se enseña no es atractiva, lo cual origina que los alumnos no la puedan entender.

En las discusiones que se plantean relacionadas con la educación en Química siempre está la necesidad de libros de Química que se adapten a las particularidades de los estudiantes que inician sus estudios universitarios y que los mismos mantengan un buen nivel en el desarrollo de los conceptos básicos.

A pesar de la diversidad de buenos libros de Química General existentes en el mercado, pocos son los que reúnen las cualidades expresadas arriba. Muchos de estos libros no contemplan la preparación integral que tienen los estudiantes, ni las exigencias programáticas de los cursos que se dictan en nuestras Universidades sobre química básica y aplicada.

Debido a la forma en que han sido estructurado muchos de estos libros de química, el proceso de aprendizaje de la Química se ve afectado, dificultándolo y produciendo en el estudiante miedo y rechazo.

La colección: Monografías de Química Básica y Aplicada fue concebida tomando en consideración las inquietudes que han presentado un gran número de estudiantes que han realizado los cursos de química general y aplicada, y los cursos de fisicoquímica impartidos por mi persona durante casi treinta años de docencia en la Universidad de Los Andes, Venezuela, así como en otras Universidades latinoamericanas. Esta obra ha sido diseñada para ser utilizada por estudiantes universitarios, politécnicos y tecnológicos de aquellas carreras, entre cuyo diseño curricular se contemplen cursos de química básica y aplicada.

A diferencia de otros textos convencionales de química, esta obra está constituida por una serie de seis (6) monografías contentivas de uno o más temas relacionados entre sí, distribuidos en capítulos, donde se expone tópicos de interés en el aprendizaje de la Química básica y aplicada.

Al final de cada uno de los capítulos descritos en cada monografía hay una sección con ejercicios resueltos en su mayoría paso a paso y relacionados con los temas explicados con la finalidad de que sirvan de material de evaluación para los estudiantes.

La colección: Monografías de Química Básica y Aplicada está constituida por:

**MONOGRAFÍA 1:** LA MATERIA, SUS ESTADOS, PROPIEDADES,  
COMPOSICIÓN, TEORIAS Y LEYES QUE LA GOBIERNAN.

**MONOGRAFÍA 2:** ENLACE QUÍMICO

**Monografía 3:** Fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura

**MONOGRAFÍA 3:** FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS Y NOMENCLATURA

**MONOGRAFÍA 4:** MEZCLAS HETEROGÉNEAS Y DISOLUCIONES

**MONOGRAFÍA 5:** EQUILIBRIOS QUÍMICOS

**MONOGRAFÍA 6:** ANÁLISIS QUÍMICO

Esta colección de monografías consta de más de 550 ejercicios resueltos paso a paso y se espera que su utilización contribuya de una manera fácil en los diferentes programas de química básica y aplicada, para estudiantes interesados en carreras científicas ya sea química, biología, ingeniería, geología y carreras de ciencias de la salud como, medicina, farmacia y bioanálisis; reduciendo el costo de la adquisición de libros que se requieren para cumplir con los programas específicos.

En fin, en esta colección de monografías de química básica y aplicada, se busca que cada una sea explicativa y completa del material necesario para que el proceso de aprendizaje por parte del estudiante se le haga fácil, interesante y amigable.



# PREFACIO

Cuando se requieren realizar cálculos para determinar la relación con que los elementos reaccionan para formar compuestos y estos a su vez para formar otros es necesario de conocimientos básicos que le permitan al estudiante razonar y comprender sobre los cálculos que realiza, lo que significa muchas veces para el estudiante complicaciones y trabajar una enormidad.

La estructura didáctica de esta monografía sobre fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura ha sido diseñada para despertar el interés y la curiosidad del estudiante por el tema, y que, con el menor esfuerzo posible, el estudiante adquiera los conocimientos necesarios que le permitan razonar y comprender los cálculos que realiza acerca de las masas relativas de las sustancias que están reaccionando y de las que se producen, así como, nombrar y representar científicamente las sustancias químicas tanto inorgánicas como orgánicas.

El autor en esta monografía ha querido poner al alcance de profesores y alumnos un estudio detallado y actualizado sobre fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura, así como ejercicios resueltos relacionados con los temas analizados.

Una vez estudiado los conceptos fundamentales presentes en la monografía, el estudiante podrá, resolver fácilmente una gran variedad de problemas planteados (alrededor de 80 ejercicios), cada uno de ellos en su mayoría con su respuesta detallada paso a paso.

En el capítulo I, se describe que son las fórmulas, como se clasifican y como se determinan las fórmulas moleculares y composición centesimal de los elementos presentes en dichas fórmulas. En el capítulo II, se describe que son las ecuaciones químicas, como se balancean y como se determina la relación de masas en las reacciones químicas, el reactivo limitante y el rendimiento porcentual. En el capítulo III, se describe la nomenclatura de sustancia inorgánicas y orgánicas.

# CAPÍTULO 1

## Fórmulas

*Sabino José Menolasina Monrreal*

### 1.1. Introducción








En la Edad Media no se memorizaban valencias, sino signos y en el siglo XIX, los elementos se representaban como esferas con un punto o con rayas.

En 1787 apareció el método de nomenclatura química, de Lavoisier, Morveau, Berthollet y Fourcroy; el cual sugería que los nombres de los elementos debían expresar, dentro lo posible, sus características, y los de los compuestos, su composición [1-4].

En el siglo XIX, John Dalton propuso una nueva simbología, basada en signos diferentes de forma circular para representar a los "átomos" de las sustancias que entonces se creían elementos [5,6]. Sin embargo, esta metodología presentó grandes dificultades cuando se trataba de representar moléculas integradas por varios átomos. Por otra parte, para obviar la dificultad de idear círculos diferentes para cada elemento, Dalton incluyó en algunos de ellos una letra.

No fue sino en 1815, cuando el químico sueco Berzelius consideró que los círculos no eran necesarios y que bastaban las letras para representar los distintos elementos [7,8]. Con el fin de sistematizar sus experimentos, desarrolló un sistema

de notación química en la que a los elementos se les denotaba con símbolos simples. Codificó los elementos según la primera letra de su nombre latino, agregando una segunda letra cuando había necesidad de diferenciar dos elementos cuyo nombre comenzaba con la misma letra inicial. Por ejemplo, C para carbono, Ca para calcio, Cd para cadmio, etc., con las proporciones señaladas por números. Esta idea de Berzelius sirvió de base a los símbolos químicos actuales (figura 1.1)

Dalton		Berzelius
	Hidrógeno	H
	Nitrógeno	N
	Carbono	C
	Oxígeno	O
	Fósforo	P
	Zinc	Z
	Cobre	Cu

**Figura 1.1. Simbología de algunos átomos según Dalton y Berzelius [1]**

## 1.2. Clasificación de las Fórmulas

En Química existe una variedad de fórmulas con las cuales se pueden caracterizar las sustancias químicas de acuerdo con su simple composición química, estructura o distribución espacial de los átomos de los elementos que la conforman [9-11].



Estas fórmulas pueden ser clasificadas en:

- Fórmulas empíricas
- Fórmulas moleculares
- Fórmulas estructurales
- Modelos moleculares

### 1.2.1. Fórmulas empíricas

Son representaciones de símbolos atómicos sobre los cuales se les coloca un número en subíndice para indicar la proporción relativa de átomos de los diferentes elementos presentes en una sustancia. Cuando escribimos los símbolos para una sustancia en cuestión, por ejemplo,  $C_3H_6O_2$ , ellos nos indican que dicha sustancia contiene tres átomos de carbono, dos de oxígeno y seis átomos de hidrógeno. En si lo que nos indica este tipo de fórmula es la proporción relativa mínima de los diferentes elementos en la sustancia. Por ejemplo: el óxido arsénico (III) existe bajo la forma  $As_4O_6$ , pero suele representarse por su fórmula empírica  $As_2O_3$  [9].

### 1.2.2. Fórmulas moleculares

Son fórmulas químicas que representan el número exacto de los diferentes átomos de un elemento presentes en una molécula. Por ejemplo, la fórmula molecular del etano es únicamente  $C_2H_6$ .

Las moléculas son un grupo definido de átomos que están químicamente enlazados por fuerzas atractivas. Por ejemplo, metano ( $CH_4$ ). Otro ejemplo sería la molécula del agua  $H_2O$ , dos átomos de hidrógeno están enlazados químicamente debido a fuerzas atractivas al átomo de oxígeno y es por ello que a la fórmula indicada anteriormente se le considera una fórmula molecular [9].

### 1.2.3. Fórmulas estructurales

Son fórmulas químicas que muestran como los átomos de los elementos en la sustancia están enlazados unos a otros de una manera definida.



Por ejemplo, los átomos de hidrogeno están enlazados al átomo de oxígeno en la molécula del agua, por lo que su fórmula estructural es H-O-H.

La línea que une a dos símbolos atómicos en este tipo de fórmula representa el enlace químico entre los dos átomos.

### 1.2.4. Modelos Moleculares

Los átomos en una molécula no están solamente enlazados de una manera definida, sino que también ellos exhiben un arreglo espacial definido, por lo que existen modelos moleculares que permiten mostrar dicha configuración espacial.

La figura 1.2 muestra en una forma esquemática la representación de las fórmulas moleculares, estructurales y el modelo molecular de algunas moléculas:

	Agua	Amoniaco
Fórmula Molecular	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>
Fórmula estructural	H—O—H	$\begin{array}{c} \text{H—N—H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Modelo Molecular		

**Figura 1.2. Ejemplos de Fórmulas y Modelos de especies químicas Moleculares [11]**

### 1.3. Determinación de fórmulas moleculares y composición centesimal

La determinación de la fórmula de una sustancia se realiza conociendo la composición centesimal de la misma, esto es la cantidad en peso de cada elemento que existe en cien partes de la sustancia [10].

La composición porcentual nos da la masa en gramos de cada elemento existente en 100 gramos de la sustancia, si se divide dichas masas por la masa atómica-gramo del correspondiente elemento se obtiene el número de pesos atómicos-gramos de cada elemento que integran los 100 gramos de la referida sustancia. Estos números son decimales.

Como en la molécula de cualquier sustancia hay números enteros de átomos, en general pequeños, para obtener éstos se dividen todos aquellos números decimales que se obtienen por el menor, estos valores corresponden al número de átomos de cada elemento que integran la fórmula más sencilla del compuesto, denominada a veces fórmula empírica.

Que la fórmula molecular verdadera sea esta o bien un múltiplo de esta sólo puede establecerse a partir de la masa molecular de la sustancia.

Si la masa molecular no se conoce, bien por no haber sido determinada (más frecuentemente, por ser un múltiplo elevadísimo del peso fórmula mínimo), o bien porque el concepto de molécula no pueda ser aplicado a dicha sustancia por no ser esta una molécula sino una sustancia iónica la cual está constituida por iones, dicha fórmula mínima se toma como fórmula constitucional de la sustancia, pero sin poder hablar ahora de fórmula molecular ni tampoco de masa molecular, sino tan sólo de peso fórmula.

La composición porcentual se determina mediante análisis químicos de la sustancia. Si la sustancia puede formarse a partir de cantidades conocidas de los elementos o bien los elementos pueden aislarse de la sustancia, la determinación de la composición centesimal es inmediata.

Los ejemplos que se dictaran a continuación mostraran la manera de realizar los cálculos químicos para la determinación de la fórmula química más simple o las fórmulas moleculares de una sustancia química.

### Ejemplos:

1. La fórmula molecular del agua es  $H_2O$ . Hallar la composición centesimal del agua.

**R:** Como la fórmula molecular del agua es  $H_2O$ , se tiene que su masa molecular es igual a  $M_{(H_2O)} = 2xM_{A(H)} + M_{A(O)} = 2x1.008 + 16 = 18,016 \text{ g mol}^{-1}$ .

Conociendo la masa molecular y su fórmula molecular es posible determinar la composición porcentual de los átomos de cada elemento que constituye la molécula del agua:

% O		% H	
18 gramos $H_2O$ →	100	18 gramos $H_2O$ →	100
16 gramos O →	X	2(1,008 gramos H) →	X
$X = \frac{16 \cdot 100}{18} = 88,81\% \text{ O}$		$X = \frac{2 \cdot 1,008 \cdot 100}{18} = 11,99\% \text{ H}$	

De acuerdo con estos resultados se tiene que la molécula del agua está constituida por 88,81% oxígeno y 11,99% hidrógeno.

2. Un compuesto contiene 74,87% de carbono y 25,13% de hidrógeno. La sustancia es un compuesto gaseoso cuya masa molecular aproximada es 16. Hallar la fórmula del compuesto.

**R:** Para hallar la fórmula de dicho compuesto se procede en primer lugar a determinar el número de átomos-gramo de carbono y de hidrógeno existentes en 100 gramos de sustancia dividiendo los tantos por ciento expresados en gramos por las masas atómicas-gramos de los respectivos elementos:

$$\frac{74,87 \text{ gramos de C}}{12,02 \text{ gramos C / masa atómica gramo C}} = 6,234 \text{ átomos gramos C}$$

$$\frac{\text{gramos de}}{1,008 \text{ gramos H / masa atómica gramo H}} = 24,93 \text{ átomos gramos H}$$

Estos resultados muestran que en 100 gramos del compuesto hay 6,234 átomos-gramos de carbono y 24,93 átomos-gramo de hidrógeno. Si se divide cada uno de estos valores entre 6,234 (menor valor) se tiene que:

$$\frac{6,234 \text{ átomos C}}{6,234} = 1 \text{ átomo de C} \quad \text{y} \quad \frac{24,93 \text{ átomos H}}{6,234} = 4 \text{ átomo de H}$$

Esto quiere decir que en la molécula hay 4 átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono y su fórmula podrá ser cualquier relación 1:4 es decir  $(\text{CH}_4)_n$ , donde “n” representa el número de veces que la fórmula molecular contiene la fórmula empírica:

$n = 1 \rightarrow \text{CH}_4$ , entonces el peso fórmula, PF (g/mol) = 16,042

$n = 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_8$ , entonces el peso fórmula, PF (g/mol) = 2 x 16,042

$n = 3 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_{12}$ , entonces el peso fórmula, PF (g/mol) = 3 x 16,042

Puesto que el peso molecular aproximado es de 16, la fórmula molecular de este compuesto corresponde con la misma fórmula empírica, lo que demuestra que en muchos casos la fórmula empírica se corresponde con la misma fórmula molecular.

3. Una sustancia orgánica está constituida por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al calentarla con óxido cúprico, el carbono se oxida a dióxido de carbono y el hidrógeno a agua. A partir de un gramo de sustancia se forma 0,9776 g de  $\text{CO}_2$  y 0,2001 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . La masa molecular del compuesto es aproximadamente igual a 90. Hallar la fórmula molecular de esta sustancia.

**R:** Para resolver el ejercicio es necesario determinar la composición porcentual de los átomos de cada elemento presentes en la sustancia y esto se puede realizar a partir de los productos que se origina del proceso de oxidación y la cantidad que se forman de los mismos.

Como la cantidad de carbono e hidrógeno presentes en los compuestos  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  provienen completamente de la sustancia en cuestión se tiene que la composición porcentual de los átomos de carbono e hidrógeno pueden ser determinados de la siguiente manera:

La masa molecular del  $\text{CO}_2$  y del agua son  $44\text{g mol}^{-1}$  y  $18\text{g mol}^{-1}$  respectivamente, por lo tanto:

% C	% H
44 gramos CO <sub>2</sub> → 100	18 gramos H <sub>2</sub> O → 100
12 gramos C → X	2(1,008 gramos H) → X
$X = \frac{12 \cdot 100}{44} = 27,29\% \text{ C}$	$X = \frac{2,016 \cdot 100}{18} = 11,19\% \text{ H}$

Estos resultados representan el porcentaje de carbono e hidrógeno presente 100 partes de CO<sub>2</sub> y 100 partes de H<sub>2</sub>O. Ahora bien, en el problema se indica que se producen 0,9776 y 0,2001 gr. de CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O respectivamente, por lo tanto, la composición real tanto de carbono e hidrogeno en la muestra es:

% C	% H
100 gramos CO <sub>2</sub> → 27,29 gramos C	1 g muestra → 0,2668 g C
0,9776 g CO <sub>2</sub> → X	100 g muestra → X
$X = \frac{0,9776 \cdot 27,29}{100} = 0,2668 \text{ g C}$	$X = 26,68 \text{ g de C por 100 g de muestra}$
% H	
100 gramos H <sub>2</sub> O → 11,19 gramos H	1 g muestra → 0,02248 g H
0,2001 g H <sub>2</sub> O → X	100 g muestra → X
$X = \frac{0,2001 \cdot 11,19}{100} = 0,02248 \text{ g H}$	$X = 2,5 \text{ g de H por 100 g de muestra}$

La composición porcentual de oxígeno presente en la muestra puede ser entonces determinada simplemente por diferencia a 100 de la composición porcentual de carbono e hidrógeno presente en la muestra:

$$100 - (26,68 + 2,25) = 71,07\% \text{ Oxígeno}$$

Conociendo la composición porcentual de los átomos de cada elemento presente en la muestra se procede entonces a determinar el # de átomos gramo de cada uno de los elementos presentes en la sustancia:

$$\# \text{ átomos gramos C} = \frac{\% \text{ C}}{\text{masa atómica gramo C}} = \frac{26,68}{12} = 2,222$$

$$\# \text{ átomos gramos H} = \frac{\% \text{ H}}{\text{masa atómica gramo H}} = \frac{2,24}{1,008} = 2,222$$

$$\# \text{ átomos gramos O} = \frac{\% \text{ O}}{\text{masa atómica gramo O}} = \frac{71,08}{16} = 4,443$$

El número relativo de átomos de cada elemento presente en la sustancia se determina dividiendo el # de átomos gramos de cada elemento entre el valor más pequeño del # de átomos gramo obtenido, o sea:

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{2,222}{2,222} = 1$$

$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{2,222}{2,222} = 1$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{4,443}{2,222} = 2$$

Estos resultados muestran que en el compuesto por cada átomo de carbono e hidrógeno se combinan dos átomos de oxígeno. Esto quiere decir que la fórmula química del compuesto puede ser  $\text{CHO}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ , etc.

Sin embargo, como este compuesto presenta un peso molecular de 90, se tiene que la fórmula molecular es  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ .



En este ejercicio se puede ver claramente que para determinar la **fórmula molecular** de un compuesto es necesario conocer la **composición porcentual** de los elementos que lo constituyen, así como la **masa molecular** de dicho compuesto. Si no se tiene la masa molecular lo único que se puede hacer es determinar la fórmula química más simple o **fórmula empírica**.

## 1.4. Fórmulas de sustancias iónicas

Aunque existe una gran variedad de sustancias moleculares, también hay una variedad de sustancias iónicas. Una **sustancia iónica** está constituida por **iones**. Un **ion** es una partícula cargada eléctricamente, la cual se forma cuando un átomo o grupo de átomos químicamente enlazados pierden o ganan electrones. A los iones con carga positiva se les denomina **cationes** y se forman por la pérdida de electrones, como ejemplo de este tipo de iones tenemos:  $\text{Na}^+$  y  $\text{CH}_3^+$ . A los iones con carga negativa se les denomina **aniones** y como ejemplo de este tipo de iones tenemos:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Estos aniones se forman por la ganancia de electrones [9].

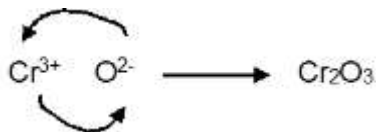
Una sustancia iónica es una sustancia constituida por cationes y aniones. La sal cloruro de sodio es un ejemplo de este tipo de compuesto, en donde el catión y el anión se encuentran atraídos por fuertes fuerzas de atracción coulombicas. La fórmula que describe a este compuesto iónico indica el menor número de estos iones que forman el compuesto. Para el caso de la sal cloruro de sodio, la cual está constituida por igual número de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , la fórmula es  $\text{NaCl}$ . Para el caso del sulfato de hierro (III), el cual está constituido por iones  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{SO}_4^-$  en una relación 2:3 respectivamente, la fórmula es  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Todas estas sustancias iónicas son eléctricamente neutras. Esta propiedad puede ser entonces utilizada para obtener la fórmula de un compuesto iónico. El siguiente ejemplo, muestra cómo hacerlo.

**Ejemplo:**

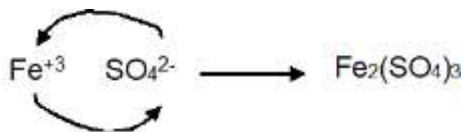
1. El óxido de cromo (III) es usado en la industria de las pinturas por ser este un pigmento verde. Está constituido por iones de  $\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{O}^{2-}$ . Escriba la fórmula de dicho compuesto.

**R:** Para obtener la neutralidad de ese compuesto iónico es necesario que exista el mismo número de cationes como cargas negativas tenga el anión, así como el mismo número de aniones como cargas positivas tenga el catión. De tal forma deben existir dos iones de  $\text{Cr}^{3+}$  y tres iones de  $\text{O}^{2-}$  para que se establezca la neutralidad del compuesto iónico, por lo tanto, la fórmula de dicho compuesto debe ser  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

“Nótese, que el valor de la carga de cada ion se intercambia colocándose como subíndices de manera que las cargas sean iguales”:



Otro ejemplo, sería el Sulfato de hierro (III):



## 1.5. Ejercicios relacionados con fórmulas químicas

Algunos ejercicios fueron tomados de Menolasina [11].

1. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de éste es:

- a) C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>
- b) C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>
- c) C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>
- d) C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>

**R:** El número de moles de átomos de cada elemento es:

$$60\text{g C} \cdot \frac{1\text{mol C}}{12\text{g C}} = 5,0\text{mol C} \quad \text{y} \quad 10\text{g H} \cdot \frac{1\text{mol H}}{1\text{g H}} = 10,0\text{mol H}$$

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{10,0\text{mol H}}{5\text{mol C}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}$$

La fórmula empírica es CH<sub>2</sub> y de las fórmulas moleculares propuestas la única que tiene una relación molar 2/1 es C<sub>2</sub>H<sub>10</sub>.

La respuesta correcta es la b.

2. El análisis químico elemental de la nicotina da la siguiente composición: 74,04% C; 8,70% H y 17,24% N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:
- a) CH<sub>2</sub>N
  - b) C<sub>20</sub>H<sub>28</sub>N<sub>4</sub>
  - c) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>N
  - d) C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>

**R:** Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina:

$$\frac{74,04 \text{ g C}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\frac{8,70 \text{ g H}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\frac{17,24 \text{ g N}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}}$$

La fórmula molecular de la nicotina es  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ .

La respuesta correcta es la d.

3. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la correcta relación entre las masas de ambos elementos para dicha reacción?
- a) 1/3
  - b) 1/7
  - c) 3/1
  - d) 14/3

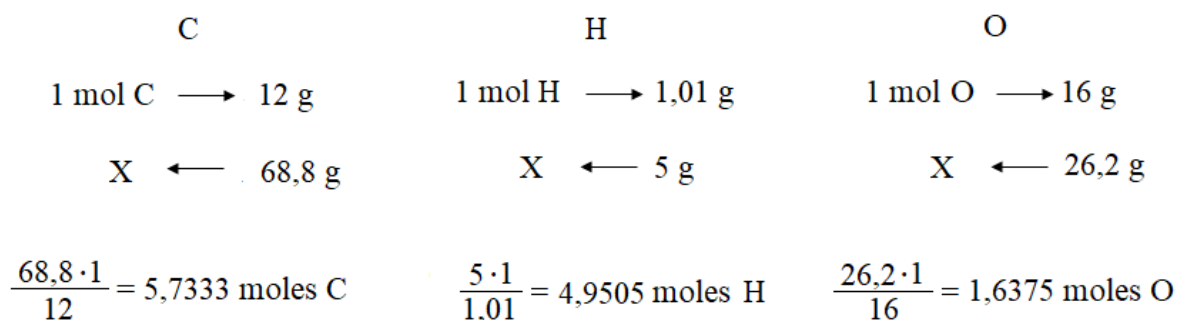
**R:** A partir de la fórmula del amoníaco  $\text{NH}_3$ , se conoce la relación molar entre los elementos N y H y de la misma se obtiene la relación másica:

$$\frac{1 \text{ mol N}}{3 \text{ mol H}} \cdot \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = \frac{14 \text{ g N}}{3 \text{ g H}}$$

La respuesta correcta es la d.

4. El ácido benzoico es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como preservativo de alimentos. El compuesto contiene 68,8% de C, 5% de H y 26,2% de O; por masa. ¿Cuál es la fórmula mínima?

**R:** De acuerdo con la información suministrada en el ejercicio se tiene que:



El # relativo de átomos presentes en el compuesto, se determina dividiendo cada uno de los moles de átomos obtenidos entre el valor más pequeño de moles:

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{5,7333}{1,6375} = 3,5$$

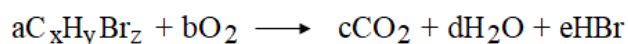
$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{4,9505}{1,6375} = 3$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{1,6375}{1,6375} = 1$$

Multiplicando por 2, de tal forma de obtener números enteros, se obtiene la fórmula mínima  $C_7H_6O_2$ .

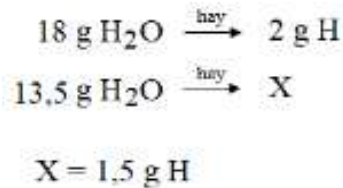
5. 42,75 g de un compuesto que contiene hidrógeno, carbono y bromo producen por combustión 13,5 g de agua; 20,25 g de bromuro de hidrógeno y cierta cantidad de  $CO_2$  ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?  $PA_C=12$ ;  $PA_H=1$ ;  $PA_O=16$ ;  $PA_{Br}=80$ .

**R:** La reacción de combustión de dicho compuesto puede ser representada de la siguiente manera:

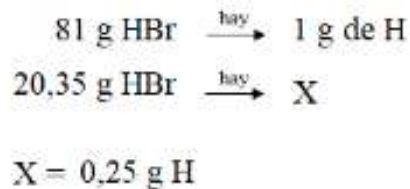


La combustión de 42,75 g de  $C_xH_yBr_z$  en presencia de oxígeno produce 13,5 g de agua, 20,25 g de bromuro de hidrógeno y una cantidad determinadas de  $CO_2$ . A partir de la cantidad en gramos que se produce de  $H_2O$  y  $HBr$  se puede determinar la cantidad en gramos de hidrogeno y de bromo presente en la sustancia  $C_xH_yBr_z$  y al restársele a la cantidad en gramos de  $C_xH_yBr_z$  que reacciona se puede determinar la cantidad en gramos de carbono presente en dicha muestra:

\* Gramos de hidrogeno: conociendo que el peso molecular del agua es 18 g/mol se tiene que si en:

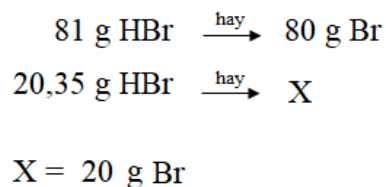


y conociendo que el peso molecular del bromuro de hidrógeno es 81 g/mol se tiene que si en:



Por lo tanto, la cantidad en gramos de hidrogeno presente en la sustancia  $C_xH_yBr_z$  es igual a  $1,5 + 0,25 = 1,75$  g.

\* Gramos de bromo: conociendo que el peso molecular del bromuro de hidrógeno es 81 g/mol se tiene que si en:



A través de un balance de masa se puede determinar la cantidad en gramos de carbono presente en la sustancia  $C_xH_yBr_z$ :

$$g C_xH_yBr_z = gC + gH + gBr \longrightarrow gC = g C_xH_yBr_z - gH - gBr$$

$$gC = g C_xH_yBr_z - gH - gBr \longrightarrow gC = 42,75 - 1,75 - 20 = 21$$

A partir de estos datos se determina el # de moles de cada uno de los elementos presentes en la sustancia  $C_xH_yBr_z$ :

$$\# \text{ moles H} = \frac{g \text{ H}}{PA_H} = \frac{1,75}{1} = 1,75$$

$$\# \text{ moles C} = \frac{gC}{PA_C} = \frac{21}{12} = 1,75$$

$$\# \text{ moles Br} = \frac{gBr}{PA_{Br}} = \frac{20}{80} = 0,25$$

Luego con estos datos se determina el # relativo de átomos de dichos elementos presentes en la fórmula empírica, dividiendo dichos datos entre el valor más pequeño:

$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{\# \text{ moles H}}{\# \text{ moles Br}} = \frac{1,75}{0,25} = 7$$

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{\# \text{ moles C}}{\# \text{ moles Br}} = \frac{1,75}{0,25} = 7$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{\# \text{ moles Br}}{\# \text{ moles Br}} = \frac{0,25}{0,25} = 1$$

La fórmula empírica de la sustancia  $C_xH_yBr_z$  es, por lo tanto:  $C_7H_7Br$ .

6. La glucosa tiene una composición porcentual de 40 % de carbono C; 6,72 % de hidrógeno H y 53,3 % de oxígeno O. En otro experimento se demuestra que su masa molecular es aproximadamente de 180 gramos.

Determinese la fórmula empírica y la fórmula molecular de la glucosa.

**R:** Por simplicidad se pueden considerar 100 gramos de glucosa, los cuales contienen 40 gramos de C; 6,72 gramos de H y 53,3 gramos de O. Se calcula primero el número de moles de átomos que esas masas representan dividiendo las masas por las masas atómicas correspondientes:

$$\# \text{ moles átomos H} = \frac{6,72}{1} = 6,72$$

$$\# \text{ moles átomos C} = \frac{40}{12} = 3,33$$

$$\# \text{ moles átomos O} = \frac{53,3}{16} = 3,33$$

Luego se determina el número relativo de átomos en el compuesto dividiendo el número de moles de átomos de cada elemento entre el número de moles de átomos del más pequeño:

$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{6,72}{3,33} = 2$$

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{3,33}{3,33} = 1$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{3,33}{3,33} = 1$$

Estos números relativos de átomos en el compuesto corresponden a la menor relación de números enteros que existe entre los átomos dentro de la molécula. Por lo tanto, la fórmula empírica será **CH<sub>2</sub>O** y la fórmula molecular será **(CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>**.

Donde n se determina dividiendo la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica:



$$n = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Masa fórmula empírica}} = \frac{180}{30} = 6$$

De acuerdo con el valor de  $n$  la masa molecular es seis veces el peso de la fórmula empírica  $(\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , de manera que la fórmula molecular de la glucosa es  **$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$** .

7. Un óxido del elemento químico A contiene 79,88% de A. Si el elemento químico A es 3,97 veces más pesado que el átomo de oxígeno, ¿cuál será la fórmula del óxido?:
- a) AO
  - b)  $\text{A}_2\text{O}_3$
  - c)  $\text{A}_2\text{O}$
  - d)  $\text{AO}_2$

**R:** Relacionando A y O:

$$\frac{79,88\text{g A}}{(100 - 79,88)\text{g O}} \cdot \frac{\text{Mg O}}{1\text{mol O}} \cdot \frac{1\text{mol A}}{3,97\text{Mg X}} = \frac{1\text{mol A}}{1\text{mol O}}$$

La fórmula es AO, por lo tanto, la respuesta correcta es la a.

8. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25% de carbono y 7,75% de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones razone e indique cuáles son verdaderas y cuales son falsas:
- a) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
  - b) Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.

c) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es  $C_6H_6$ .

d) La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.

**R:** a) Verdadero. Los compuestos  $C_2H_2$  y  $C_6H_6$  tienen la misma composición centesimal y la misma fórmula empírica,  $(CH)_n$ . La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26,038 \text{ g } C_2H_2} \cdot 100 = 92,25\% \text{ C}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26,038 \text{ g } C_2H_2} \cdot 100 = 7,75\% \text{ H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,114 \text{ g } C_6H_6} \cdot 100 = 92,25\% \text{ C}$$

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,114 \text{ g } C_6H_6} \cdot 100 = 7,75\% \text{ H}$$

b) Falso. Los compuestos  $C_2H_2$  y  $C_6H_6$  tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica,  $(CH)_n$ , se diferencian en el valor de n, 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

c) Verdadero. La masa molecular del  $C_6H_6$  es 78,114 u.

d) Falso. La masa molar de ambos se obtiene multiplicando por n el valor de la masa molecular de la fórmula empírica.

9. El análisis de un compuesto da la siguiente composición centesimal: 4,79% de hidrógeno; 38,1% de azufre y 57,1% de carbono. Sabiendo que la cantidad de moléculas existentes en 5 gramos de compuesto es  $1,8 \times 10^{22}$ , determinar la fórmula molecular del mismo.

**R:**  $C_8H_8S_2$

10. La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición porcentual: C: 44,4%, H: 6,21%, S: 39,5%, O: 9,86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.

**R:** De acuerdo con la información suministrada en el ejercicio se tiene que:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol C} & \longrightarrow & 12 \text{ g} \\ X & \longleftarrow & 44,4 \text{ g} \end{array} \qquad \begin{array}{rcl} 1 \text{ mol H} & \longrightarrow & 1,01 \text{ g} \\ X & \longleftarrow & 6,21 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{44,4 \cdot 1}{12} = 3,7 \text{ moles C} \qquad \frac{6,21 \cdot 1}{1,01} = 6,1485 \text{ moles H}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol O} & \longrightarrow & 16 \text{ g} \\ X & \longleftarrow & 9,86 \text{ g} \end{array} \qquad \begin{array}{rcl} 1 \text{ mol S} & \longrightarrow & 32 \text{ g} \\ X & \longleftarrow & 39,5 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{9,86 \cdot 1}{16} = 0,6163 \text{ moles O} \qquad \frac{39,5 \cdot 1}{32} = 1,2344 \text{ moles S}$$

El # relativo de los átomos presentes en el compuesto, se determina dividiendo cada uno de los moles de átomos obtenidos entre el valor más pequeño de moles:

$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{6,1485}{0,6163} = 10$$

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{3,7000}{0,6163} = 6$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{0,6163}{0,6163} = 1$$

$$\# \text{ relativo de átomos de azufre} = \frac{1,2344}{0,6163} = 2$$

La fórmula empírica es:  $C_6H_{10}S_2O$ , siendo su peso formula igual a 162 g/mol. Por lo tanto, conociendo que la masa molecular del compuesto es igual a 162 g/mol, se tiene que la formula molecular es la misma fórmula empírica.

11. Dadas las siguientes fórmulas:  $C_2H_2$ ,  $Hg_2(NO_3)_2$ ,  $C_6H_6$ ,  $C_2H_6O$ ,  $Na_2O_2$ . Razone cada una de las siguientes afirmaciones y diga cuales son verdaderas y cuales falsas:

a) Todas son fórmulas empíricas.

b) La única fórmula empírica es  $C_2H_6O$

c)  $C_2H_2$  y  $C_6H_6$  son fórmulas empíricas.

d) Solo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.

**R:** a) Falso. Las fórmulas  $C_2H_2$  y  $C_6H_6$  corresponden, respectivamente, a las fórmulas moleculares del acetileno y benceno. Las fórmulas  $Hg_2(NO_3)_2$  y

$\text{Na}_2\text{O}_2$  corresponden a compuestos inorgánicos para los que no existe la fórmula molecular.

b) Verdadero. La fórmula  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  es la única que no se puede simplificar por lo que se trata de una fórmula empírica o sencilla.

c) Falso. Según lo explicado en a).

d) Falso. Según se ha explicado en los apartados anteriores.

12. El análisis de un compuesto orgánico proporcionó los siguientes resultados de composición centesimal: 54,5% de carbono, 9,1% de hidrógeno y 36,4% de oxígeno. Se determinó también su masa molecular, que resultó ser 88 g/mol. Deduzca la fórmula molecular del compuesto y escriba una estructura desarrollada con su nombre.

**R:**  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ , ácido butanoico.

13. Una muestra de 4,0 g de calcio se oxida en exceso de oxígeno para dar 5,6 g de un óxido de calcio. ¿Cuál es la fórmula de este óxido?

a)  $\text{CaO}_2$

b)  $\text{Ca}_2\text{O}$

c)  $\text{CaO}$

**R:** La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es: 5,6 g óxido - 4,0 g calcio = 1,6 g oxígeno. La fórmula más sencilla del óxido es:

$$\frac{1,6 \text{ g O}}{4 \text{ g Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{40 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Ca}}$$

Por lo tanto, la fórmula del óxido es CaO.

La respuesta verdadera es c.

14. Una muestra de 30,0 g de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se quema en exceso de oxígeno y se producen 66,0 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.

a) Calcule el número de moléculas de cada uno de los compuestos que se forman.

b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si su masa molecular es 100?

**R:** a) El número de moléculas de CO<sub>2</sub> es:

$$66,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 9,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

El número de moléculas de agua:

$$21,6 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 7,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

b) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto orgánico (X) todo el C se transforma en CO<sub>2</sub> y el H en H<sub>2</sub>O, los moles de átomos en la muestra del compuesto X son:

$$66,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,5 \text{ mol C}$$

$$21,6 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,4 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en el compuesto X se calcula por diferencia:

$$30 \text{ g X} - \left[ 1,5 \text{ mol C} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} + 2,4 \text{ mol H} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right] = 9,6 \text{ g O}$$

$$9,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,6 \text{ mol O}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\frac{1,5 \text{ mol C}}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{2,4 \text{ mol H}}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{0,6 \text{ mol O}}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

De acuerdo con estas relaciones la fórmula molecular es:  $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$ .

15. El análisis elemental de un determinado compuesto orgánico proporciona la siguiente información sobre su composición: carbono 30,45%; hidrógeno 3,83 %; cloro 45,69% y oxígeno 20,23%. La densidad de su vapor es 5,48 veces la del aire, que es igual a 1,29 g/L en condiciones normales. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

**R:** Previamente, se calcula la masa molar del compuesto, a partir de la siguiente relación:

$$d = \frac{\rho_{\text{X}}}{\rho_{\text{aire}}}$$

conociendo que la densidad relativa del vapor compuesto orgánico (d) es

5,48 la densidad del aire ( $\rho_{\text{aire}}$ ) es 1,29 g/L, se tiene que:

$$d = \frac{\rho_X}{\rho_{\text{aire}}} \rightarrow \rho_X = d \cdot \rho_{\text{aire}} = 5,48 \cdot (1,29 \text{ g/L}) = 7,07 \text{ g/L}$$

Como el volumen molar de un gas; en condiciones normales, es  $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ , se tiene que la masa molecular M es igual a:

$$M = (7,07 \text{ g/L}) \cdot (22,4 \text{ L/mol}) = 158,3 \text{ g/mol}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\frac{30,45 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{158,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{3,83 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \cdot \frac{158,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{45,69 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{158,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{20,23 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{158,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

De acuerdo con estas relaciones la fórmula molecular del compuesto orgánico es:  $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}_2\text{O}_2$ .

16. La combustión de 6 g de un determinado alcohol saturado produjo 13,2 g de  $\text{CO}_2$ . ¿De qué alcohol se trata?



- a) Propanol
- b) 1-Metilpentanol
- c) Etanol
- d) 3-Metilpentanol

R: Como se trata de alcoholes saturados cuya fórmula general es  $C_nH_{2n+2}O$ , y teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en  $CO_2$ :

$$\frac{13,2 \text{ g O}}{6 \text{ g alcohol}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ g C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,05 \frac{\text{ mol C}}{\text{ mol alcohol}}$$

Los metilpentanoles son isómeros y se pueden considerar como si se tratara del mismo alcohol. Sabiendo que las masas molares de los alcoholes son:

<i>Alcohol</i>	<i>Propanol</i>	<i>Metilpentanol</i>	<i>Etanol</i>
<i>Fórmula</i>	$C_3H_8O$	$C_6H_{14}O$	$C_2H_6O$
<i>M / g·mol<sup>-1</sup></i>	60	102	46

El único alcohol que cumple una relación de números enteros sencillos es el propanol,  $C_3H_8O$ :

$$\frac{0,05 \text{ mol C}}{\text{ g alcohol}} \cdot \frac{60 \text{ g alcohol}}{1 \text{ mol alcohol}} = 3 \frac{\text{ mol C}}{\text{ mol alcohol}}$$

17. El análisis de un escape de un proyectil de artillería de la 1ª Guerra Mundial da los siguientes resultados: hidrógeno = 3,88% y arsénico = 96,12%. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

**R:** Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto, se calcula el número de moles de átomos de cada elemento:

$$100 \text{ g compuesto} \cdot \frac{3,88 \text{ g H}}{100 \text{ g compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 3,88 \text{ mol H}$$

$$100 \text{ g compuesto} \cdot \frac{96,12 \text{ g As}}{100 \text{ g compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mol As}}{74,9 \text{ g As}} = 1,28 \text{ mol As}$$

Relacionando entre sí el número de moles de cada elemento, se obtiene la fórmula empírica o sencilla del compuesto:

$$\frac{3,88 \text{ mol H}}{1,28 \text{ mol As}} = 3 \frac{\text{mol H}}{\text{mol As}}$$

O sea, la fórmula empírica es  $\text{AsH}_3$ .

18. El hierro forma dos cloruros, uno con un 44,20% de Fe y otro con un 34,43%. Determina la fórmula empírica de ambos.

**R:** Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos átomos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad y por lo tanto las fórmulas empíricas de ambos:

$$\frac{(100 - 44,20) \text{ g Cl}}{44,20 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{55,9 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}} \rightarrow \text{FeCl}_2$$

$$\frac{(100 - 34,43) \text{ g Cl}}{34,43 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{55,9 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 3 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}} \rightarrow \text{FeCl}_3$$

19. El mentol, la sustancia orgánica que podemos oler en las pastillas mentoladas para la tos, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 100,1 mg de mentol se quema en presencia de oxígeno, produciendo 282,1 mg de bióxido de carbono y 118 mg de agua.

a) Determina la composición porcentual de cada elemento en la sustancia orgánica.

b) ¿Cuál es la fórmula mínima del mentol?

c) Si 15,6 gramos son 0,1 moles del compuesto ¿Cuál es su fórmula molecular?

**R:** Se procede a determinar la cantidad de gramos de carbono e hidrogeno presente en 100,1 mg de mentol, conociendo que un mol de bióxido de carbono que pesa 44 g hay 12 g de C y que un mol de agua que pesa 18 g hay 1,01 g de H:

$$\begin{array}{rcl}
 44 \text{ g CO}_2 & \xrightarrow{\text{hay}} & 12 \text{ g C} \\
 0,2821 \text{ g CO}_2 & \longleftarrow & X \\
 \\
 18 \text{ g H}_2\text{O} & \xrightarrow{\text{hay}} & 2,02 \text{ g H} \\
 0,118 \text{ g H}_2\text{O} & \longleftarrow & X \\
 \\
 \frac{0,2821 \cdot 12}{44} = 0,0769 \text{ g C} & & \frac{0,118 \cdot 2,02}{18} = 0,0132 \text{ g H}
 \end{array}$$

$$\text{g O} = \text{g mentol} - \text{g C} - \text{g H}$$

$$\text{g O} = 0,1001 - 0,0769 - 0,0132 = 0,01$$

Por lo tanto, la composición porcentual de C, H y O en la sustancia orgánica es:

$$\begin{array}{ll}
 0,1001 \text{ g sustancia} \longrightarrow 100\% & 0,1001 \text{ g sustancia} \longrightarrow 100\% \\
 0,0769 \text{ g C} \longrightarrow X = 76,82 \% \text{ C} & 0,0132 \text{ g H} \longrightarrow X = 13,19\% \text{ H}
 \end{array}$$

$$0,1001 \text{ sustancia} \longrightarrow 100\%$$

$$0,01 \text{ g O} \longrightarrow X = 9,99 \% \text{ O}$$

Conociendo la composición porcentual de los átomos de cada elemento presente en la muestra se procede entonces a determinar el # de átomos gramo de cada uno de los elementos presentes en la sustancia:

$$\# \text{ átomos gramos C} = \frac{\% \text{ C}}{\text{masa atómica gramo C}} = \frac{76,82}{12} = 6,4016$$

$$\# \text{ átomos gramos H} = \frac{\% \text{ H}}{\text{masa atómica gramo H}} = \frac{13,19}{1,08} = 12,213$$

$$\# \text{ átomos gramos O} = \frac{\% \text{ O}}{\text{masa atómica gramo O}} = \frac{9,99}{16} = 0,624$$

El # relativo de átomos de cada elemento presente en la sustancia se determina dividiendo el # de átomos gramos de cada elemento entre el valor más pequeño del # de átomos gramo obtenido, o sea:

$$\# \text{ relativo de átomos de hidrógeno} = \frac{12,213}{0,624} = 20$$

$$\# \text{ relativo de átomos de carbono} = \frac{6,41}{0,624} = 10$$

$$\# \text{ relativo de átomos de oxígeno} = \frac{0,624}{0,624} = 1$$

De acuerdo con estos resultados la fórmula empírica del compuesto es  $C_{10}H_{20}O$ , siendo su peso fórmula igual a 156,2 g/mol. Conociendo que 15,6 gramos son 0,1 moles del compuesto se tiene que:

$$n_{\text{sustancia}} = \frac{g}{PM} \longrightarrow PM = \frac{g}{n_{\text{sustancia}}} = \frac{15,6}{0,1 \text{ mol}} = 156 \text{ g/mol}$$

Este valor coincide con el peso de la fórmula empírica, por lo tanto, la fórmula molecular del mentol es  $C_{10}H_{20}O$ .



# CAPÍTULO 2

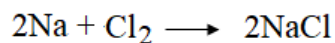
## Ecuaciones Químicas

*Sabino José Menolasina Monrreal*

### 2.1. Introducción

Un importante hecho de la teoría atómica es que ella pudo explicar que es una reacción química, considerando que en la misma lo que se realiza es un rearrreglo de los átomos químicamente combinados. Una forma conveniente de representar este tipo de rearrreglos es a través de **ecuaciones químicas** las cuales usan las fórmulas químicas descritas anteriormente [11].

Una **ecuación química** es la representación simbólica de una reacción química en función de fórmulas químicas. Por ejemplo, la reacción de sodio y cloro para producir cloruro de sodio es representada a través de la siguiente ecuación química:

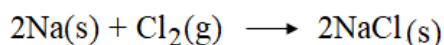


Las fórmulas que aparecen en el lado izquierdo de la ecuación representan las sustancias que están reaccionando. A estas sustancias se les denomina **sustancias reaccionantes**. La flecha que se representa en la ecuación química indica la dirección en la cual se realiza la reacción.

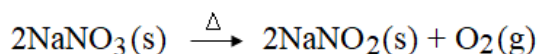
*Monografía 3: Fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura*

Las fórmulas que aparecen en el lado derecho de la ecuación química representan a los **productos**. Los **productos** son sustancia que se forman durante la reacción química. Nótese que existe un coeficiente igual a 2 que acompaña a la fórmula de NaCl, este coeficiente representa el número relativo de moléculas que participan en la reacción química. El coeficiente igual a 1 no es representado en la ecuación química.

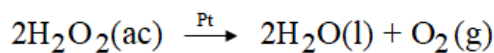
En muchos casos es útil indicar los estados o fases en que se encuentran las sustancias en la ecuación química. Esto generalmente se hace colocando entre paréntesis después de la fórmula química la fase o estados en que se encuentran las sustancias: (g)=gas, (l)=líquido, (s)=sólido, (ac)= soluciones acuosas. La ecuación química puede ser representada entonces de la siguiente manera:



En una ecuación química también pueden ser representadas las condiciones bajo las cuales una reacción química se realiza. Por ejemplo, si las sustancias reaccionantes son calentadas para que se lleve a cabo la reacción química, esta condición puede ser representada en la ecuación química con el símbolo  $\Delta$  sobre la flecha que indica la dirección en que se realiza la reacción. Por ejemplo:



Algunas reacciones químicas requieren el uso de un catalizador para acelerar la velocidad de la reacción. En este tipo de reacciones se suele indicar este proceso colocando el símbolo del catalizador también sobre la flecha que indica la dirección a través de la cual se realiza la reacción. Por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno puede ser catalizada por la presencia de platino metálico:





## 2.2. Balance de ecuaciones químicas

Antes de escribir una ecuación química balanceada para una dada reacción se debe conocer cuáles son las sustancias que reaccionan y cuales se producen, así como la fórmula química de cada una de ellas.

Un principio cualitativo que se emplea en la escritura de las ecuaciones químicas es que las especies químicas que no son utilizadas ni producidas por la reacción no se incluyen en la ecuación, aunque se encuentren presentes en el sistema reaccionante.

Por ejemplo, en la reacción de iones plata ( $\text{Ag}^+$ ) con una solución acuosa de hidrógeno sulfurado ( $\text{H}_2\text{S}$ ), los iones plata pueden obtenerse de una solución acuosa de nitrato de plata, pero el ion nitrato no se modifica en la reacción por lo cual no tendría objeto incluirlo en la ecuación y, es por ello, que la reacción se representa a través de la siguiente ecuación química:



Los coeficientes estequiométricos que aparecen en la ecuación expresan el aspecto cuantitativo de una reacción química.

Cuando los coeficientes que acompañan a las fórmulas químicas en la ecuación química son dados en una forma correcta, se dice que los números de átomos de cada elemento son iguales en ambos lados de la flecha que indica la dirección de la reacción. Bajo estas condiciones se dice entonces que la ecuación química esta balanceada.

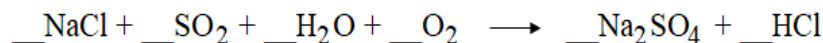
En una reacción química lo que ocurre es la recombinación de los átomos. Es decir, estos no se crean ni se destruyen.

Una ecuación química puede ser balanceada a través de los siguientes pasos:

- Asignación de **1** como el coeficiente de una de las fórmulas químicas en la ecuación química. Por lo general se le asigna a la especie más compleja en dicha ecuación química.
- Balanceo con coeficientes en forma secuencial de cada elemento que aparezca en otra fórmula química cuyo coeficiente estequiométrico no haya sido determinado.
- Coeficientes fraccionados no deben ser utilizados. Para evitar eso, toda la ecuación química debe ser multiplicada por el número más pequeño que permita eliminar la fracción.

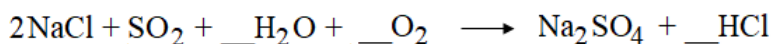
Ejemplo:

1. Balancear la ecuación química:



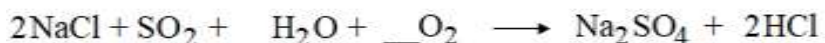
Siguiendo el método explicado anteriormente se tiene entonces que el coeficiente de **1** se le debe asignar a la fórmula  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  por ser esta la más compleja de todas, debido a que ella posee más elementos que las otras fórmulas químicas presentes en la ecuación. Al hacer esto se tiene entonces que existen 2 moles de átomos de sodio al lado derecho de la ecuación química, para balancear a estos átomos es necesario que en el lado izquierdo de la ecuación también existan dos moles de átomos de sodio. Para obtener este balance, se le asigna un coeficiente de **2** a la fórmula del  $\text{NaCl}$  presente en el lado izquierdo de la ecuación química. El mismo argumento utilizado para balancear el número de moles de átomos de sodio presentes en la ecuación química se aplica para balancear un mol de átomos de

azufre que aparecen en lado derecho de la reacción, el coeficiente de la fórmula química  $\text{SO}_2$  debe ser **1**. Siguiendo estos pasos se tiene que la ecuación química puede expresarse parcialmente como:



Se dice parcialmente, porque si analizamos la ecuación nos damos cuenta de que el sodio y el azufre se encuentran balanceados, sin embargo, el hidrógeno, el cloro y el oxígeno no están balanceados.

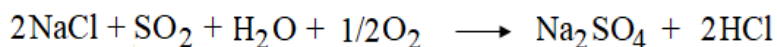
Por lo tanto, es necesario seguir balanceando en forma secuencial los demás átomos. En el lado derecho se observa que después de haber asignado el coeficiente de **2** a la fórmula de  $\text{NaCl}$ , se tiene dos moles de átomos de cloro, por lo tanto, al lado izquierdo deben existir también **2** moles de átomos de cloro, para lograr eso, se le asigna el coeficiente de **2** a la fórmula  $\text{HCl}$ :



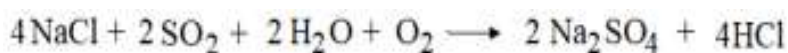
El próximo elemento por balancear es el hidrógeno, por lo tanto, un coeficiente de **1** debe ser asignado a la fórmula química  $\text{H}_2\text{O}$ , para que se establezca la misma relación de número de moles de hidrógeno a ambos lados de la ecuación química.

Al hacer esto un coeficiente de  $\frac{1}{2}$  debe ser asignado a la fórmula química  $\text{O}_2$  para así balancear el número de moles de átomos de oxígeno presentes a ambos lados de la ecuación química.

Bajo estas condiciones se tiene entonces una ecuación químicamente balanceada:



Sin embargo, en esta ecuación químicamente balanceada aparece un coeficiente fraccionario. Para evitar esto, la ecuación química anterior debe ser multiplicada por 2, con la finalidad de que aparezcan solo coeficientes enteros en dicha ecuación química:

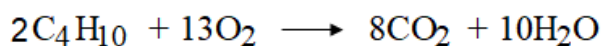


**Nota:** Este método de balancear una ecuación química por inspección funciona con muchas, pero no con todas las ecuaciones químicas. Existen otro tipo de métodos para balancear ecuaciones químicas mucho más complejas, los cuales serán analizados en su momento oportuno en otros capítulos del presente libro.

**Nota:** En ecuaciones termoquímicas se suele representar a la ecuación químicamente balanceada con coeficientes fraccionados con la finalidad de expresar la cantidad de energía que se desprende o consume durante la formación o reacción de un mol de una determinada sustancia.

### 2.3. Relación de masas en reacciones químicas

Una ecuación químicamente balanceada nos da una idea cuantitativa acerca de las masas relativas de las sustancias que están reaccionando y de las que se producen. De la ecuación química balanceada:



se puede decir, que dos moléculas de butano ( $C_4H_{10}$ ) + trece moléculas de oxígeno ( $O_2$ ) reaccionan para producir ocho moléculas de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) + 10 moléculas de agua ( $H_2O$ ).

Otra forma de analizar cuantitativamente dicha reacción es considerando que dos moles de butano en presencia de trece moles de oxígeno reaccionan para producir ocho moles de dióxido de carbono y diez moles de agua. Además, a partir de las masas moleculares de cada especie, multiplicado cada uno de ellos por el número de moles de cada una de las sustancias que participan en esa reacción química, se puede obtener la relación cuantitativa de las masas de los reactantes que reaccionan y las masas de los productos que se forman. Al estudio de las relaciones de masas de los reactantes y productos que participan en una reacción química balanceada se le conoce como **estequiometría**, siendo esta considerada como un pilar fundamental en química.

Ejemplo:

1. El carburo de boro es un sólido duro de baja densidad el cual presenta un punto de ebullición muy alto. Debido a esta característica es utilizado para construir equipos que son empleados en situaciones de máxima abrasión. Este compuesto se forma a partir de la siguiente reacción química:



Calcular el número de moles de carbono que reaccionaran con 3,32 moles de  $B_2O_3$  de acuerdo con la ecuación química planteada y el número de moles de  $B_4C$  que se producirá.

**R:** A partir de la ecuación químicamente balanceada se conoce que dos moles de  $B_2O_3$  reaccionan con cuatro moles de C. Por lo tanto 3,32 moles de  $B_2O_3$  reaccionaran con 6,64 moles. Este resultado es obtenido a través de una simple regla de tres de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ moles } B_2O_3 \xrightarrow{\text{reaccionan con}} 4 \text{ moles C} \\
 3,32 \text{ moles } B_2O_3 \longrightarrow X \\
 \\
 X = \frac{3,32 \cdot 4}{2} = 6,64 \text{ moles C}
 \end{array}$$

De acuerdo con la ecuación química balanceada se tiene que:

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ moles } B_2O_3 \xrightarrow{\text{producen}} 1 \text{ mol } B_4C \\
 3,32 \text{ moles } B_2O_3 \longrightarrow X \\
 \\
 X = \frac{3,32 \cdot 1}{2} = 1,66 \text{ moles } B_4C
 \end{array}$$

Nótese que los factores de conversión química dependen de los coeficientes de la ecuación químicamente balanceada.

## 2.4. Reactivo limitante y rendimiento porcentual

En los ejemplos anteriores, los reaccionantes fueron presentados en relaciones exactas para que estos fueran consumidos exactamente en la formación de los productos.

En el caso de que se disponga de varios reaccionantes en cantidades arbitrarias para realizar una determinada reacción química, es necesario determinar el **reactivo limitante** de la reacción.

En los procesos industriales, el reactivo limitante es frecuentemente el más caro de los reactivos de tal forma de asegurar que el mismo sea utilizado en su totalidad.

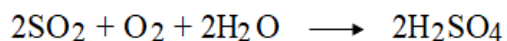
Por ejemplo, en la preparación de cloruro de plata para la elaboración de películas fotográficas, por la reacción:



el  $\text{AgNO}_3$  es el reactivo más caro, por lo que generalmente un exceso de  $\text{NaCl}$  es utilizado con la finalidad de que todo el  $\text{AgNO}_3$  sea consumido en la reacción.

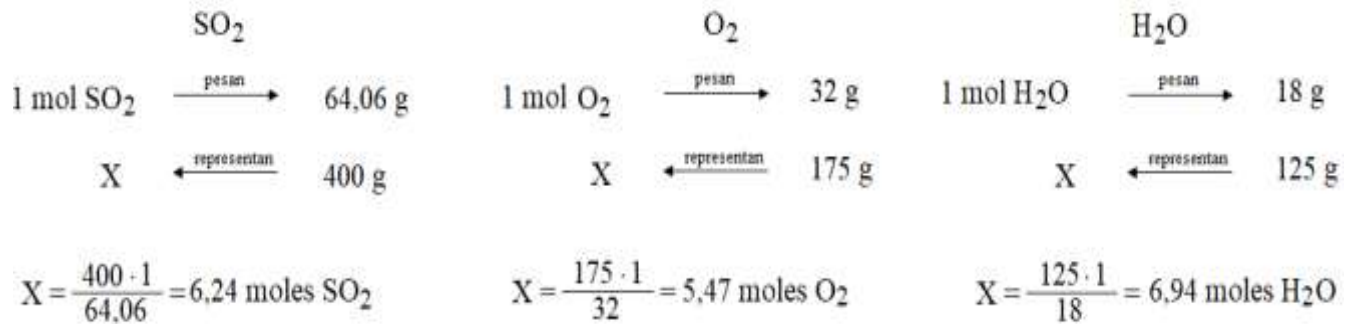
Ejercicio:

1. El ácido sulfúrico se forma a partir de la reacción:

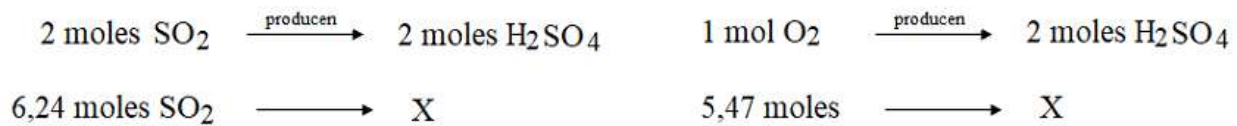


Suponiendo que 400 gramos de  $\text{SO}_2$ , 175 gramos de  $\text{O}_2$  y 125 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  son mezclados y la reacción procede hasta que uno de los reactivos se agote. ¿Cuál es el reactivo limitante, cuantos gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se producirán y cuantos gramos de los otros reactivos quedarán sin reaccionar?

**R:** En primer lugar, se debe determinar el número de moles de cada uno de los reaccionantes originalmente presentes:

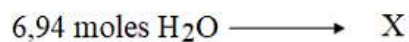
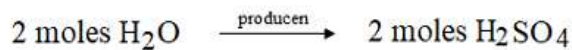


Si cada una estas sustancias reaccionan completamente:



$$X = \frac{6,24 \cdot 2}{2} = 6,24 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \frac{5,47 \cdot 2}{1} = 10,94 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$



$$X = \frac{6,94 \cdot 2}{2} = 6,94 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

De acuerdo con estos resultados se tiene que el **reactivo limitante** es el **SO<sub>2</sub>**, debido a que esta sustancia da el número más pequeño de moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

El oxígeno y el agua están presentes en exceso y por lo tanto son los **reactivos en exceso**. Las cantidades de cada uno de ellos que quedan sin reaccionar se determinan de la siguiente manera:



$$\text{moles O}_2 \text{ sin reaccionar} = 5,47 \text{ moles O}_2 - (6,24 \text{ moles SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles SO}_2}) = 2,35 \text{ moles}$$

$$\text{moles H}_2\text{O sin reaccionar} = 6,94 \text{ moles H}_2\text{O} - (6,24 \text{ moles SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{2 \text{ moles SO}_2}) = 0,70 \text{ moles}$$

La masa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que se produce y las masas de cada una de las sustancias que quedan sin reaccionar se determinan multiplicando el número de moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que se produce y el número de moles que quedan sin reaccionar de O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O por sus pesos moleculares respectivos, de la siguiente manera:

$$\text{masa de H}_2\text{SO}_4 \text{ que se produce} = 6,24 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,07 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 612 \text{ g}$$

$$\text{masa de H}_2\text{O sin reaccionar} = 0,70 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 13 \text{ g}$$

$$\text{masa de O}_2 \text{ sin reaccionar} = 2,35 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 75 \text{ g}$$

La masa total al final de la reacción es, por lo tanto: 612+13+75=700 gramos, la cual es igual a la masa total que tenía originalmente, 400+175+125=700, demostrándose con este resultado una vez más la ley de la conservación de la masa en una reacción química.

A la cantidad del producto obtenido por cálculos estequiométricos se le denomina **rendimiento teórico** de la reacción. Este rendimiento se obtiene de considerar que la reacción se desenvuelve limpia y completamente. Es decir, que las sustancias que participan como reaccionantes son puras y que no se realizan reacciones colaterales sino únicamente la indicada en la ecuación químicamente balanceada. Sin embargo, en realidad esto no es cierto cuando dicha reacción se

realiza en un laboratorio, las sustancias que se emplean como reaccionantes no son el 100% puras, la formación de productos colaterales puede originarse, debido a la presencia de impurezas e incluso por contaminación del material del laboratorio en el cual se realiza la reacción química. Es por ello por lo que el rendimiento que se obtiene de una reacción química en la práctica es menor al determinado teóricamente. A este rendimiento obtenido en la práctica se le denomina **rendimiento práctico** de la reacción. A la relación entre el rendimiento práctico y el rendimiento teórico por 100 se le denomina **rendimiento porcentual** de la reacción química:

$$\text{Rendimiento porcentual (R\%)} = \frac{\text{Rendimiento práctico}}{\text{Rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Ejercicio:

1. El sulfuro de cinc es reducido a cinc metálico a través de los siguientes pasos: calentamiento con aire, para dar óxido de cinc y posteriormente calentamiento del óxido de cinc en presencia de monóxido de carbono para dar cinc metálico. Estas reacciones químicas se indica a través de las siguientes ecuaciones químicas balanceadas:



Si 5,32 Kg. de ZnS es tratado como se indicó anteriormente y 3,30 Kg. de cinc puro es obtenido. Calcular el rendimiento teórico y el rendimiento porcentual.

**R:** La masa molar del ZnS es 97,46 gr mol<sup>-1</sup>, por lo tanto, el número de moles de ZnS de que se dispone para llevar a cabo la reacción es:

$$\text{moles ZnS} = 5320 \text{ g ZnS} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,46 \text{ g ZnS}} \right) = 54,6 \text{ moles ZnS}$$

En la primera ecuación química balanceada se tiene que un mol de ZnS produce 1 mol de ZnO y en la segunda ecuación químicamente balanceada se tiene que 1 mol de ZnO produce 1 mol de Zn, por lo tanto, de acuerdo con este análisis se tiene que el rendimiento teórico es igual a 54,6 moles de Zn. Este resultado se obtiene de la siguiente manera:

$$\text{moles Zn} = 54,6 \text{ moles ZnS} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol ZnO}}{1 \text{ mol ZnS}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnO}} \right) = 54,6 \text{ moles Zn}$$

El rendimiento teórico del Zn en gramos es:

$$\text{masa Zn} = 54,6 \text{ moles Zn} \cdot \left( \frac{65,39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \right) = 3570 \text{ g Zn}$$

**Nota:** la masa atómica del Zn igual a 65,39 gr mol<sup>-1</sup> es obtenida de una tabla periódica.

Conociendo entonces que el **rendimiento practico** fue de 3300 gramos de Zn, el rendimiento porcentual del Zn es:

$$\text{Rendimiento porcentual (R\%)} = \frac{\text{Rendimiento práctico}}{\text{Rendimiento teórico}} \cdot 100 = \frac{3300 \text{ g}}{3570 \text{ g}}$$

$$\text{(R\%)} = \frac{\text{Rendimiento práctico}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{3300\text{gr}}{3570\text{gr}} \times 100 = 92,4\%$$

## 2.5. Ejercicios relacionados con ecuaciones y reacciones químicas

1. La ecuación química de la siguiente reacción química es la siguiente:



- Balancee la ecuación química (¿Cuál es la base del balanceo de ecuaciones?)
- Calcule el peso del ion  $\text{Fe}^{3+}$  contenido en 0,1 moles de óxido férrico.
- Calcule los gramos de hierro que se producen a partir de 1 kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  de 80% de pureza.
- Determine la cantidad de dióxido de carbono que se producen cuando se hacen reaccionar 6,4 g de óxido férrico, con 5,6 g de monóxido de carbono.

**R:** a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

b) Conociendo que el peso molecular del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es igual a 159,7 g/mol, se tiene que en 0,1 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  hay 15,97 g de dicho compuesto. Si en 159,7 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  hay 111,7 g de iones  $\text{Fe}^{2+}$ , entonces en 15,97 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  habrá 11,17 g de iones  $\text{Fe}^{2+}$ .

c) En 1 Kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  de 80% de pureza, se tiene 0,8 Kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  puros, o sea 800 g de dicho compuesto los cuales representan 5 moles. Por lo tanto, de acuerdo con la reacción química balanceada en a) se tiene que por 1 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se forman 2 moles de Fe, o sea que por 5 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que reaccionen, se producirán 10 moles de Fe, es decir que se producirán 558,5 g de Fe.

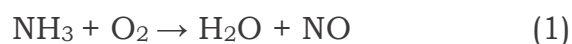
d) De acuerdo con la ecuación balanceada en a) y conociendo que los pesos

moleculares del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y del  $\text{CO}$  son 159,7 y 28 g/mol, se tiene que 159,7 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  reaccionan con 84 g de  $\text{CO}_2$ . Por lo tanto 6,4 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  reaccionaran con 3,37 g de  $\text{CO}_2$ . Es decir que el reactivo limitante será el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y el reactivo en exceso será el  $\text{CO}$ . Conociendo que el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es el reactivo limitante, se tiene que por 159,7 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que reaccionan se forman 132 g de  $\text{CO}_2$ , por lo tanto, con 6,4 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se formaran 5,29 g de  $\text{CO}_2$ .

2. El óxido de calcio contiene 71,5% de calcio y 28,5% de oxígeno. Si se hacen reaccionar 2,40 g de calcio con 1,92 g de oxígeno ¿Qué cantidad de óxido de calcio se forma?  $\text{PA}_{\text{Ca}}=40$ ;  $\text{PA}_{\text{O}}=16$ .

**R:** 3,36 g

3. El ácido nítrico puede ser preparado a partir del amoníaco mediante las siguientes reacciones:



Si los pasos se llevan a cabo consecutivamente ¿Cuántos gramos de amoníaco se necesitan para preparar 31,5 g de ácido nítrico?  $\text{PA}_{\text{N}}=14$ ;  $\text{PA}_{\text{O}}=16$ ;  $\text{PA}_{\text{H}}=1$ .

**R:** Las reacciones que se presentan no están balanceadas, por lo que deben balancear antes de resolver el ejercicio:



De acuerdo con la ecuación 3, por cada 2 moles de  $\text{NO}_2$  que reaccionan se forma 1 mol de  $\text{HNO}_3$ .

Por lo tanto, si se preparan 31,5 g de  $\text{HNO}_3$  (0,5 moles) se requieren que reaccionen 1 mol de  $\text{NO}_2$  y un mol de  $\text{NO}_2$  se forma por la reacción de 1 mol de  $\text{NO}$  de acuerdo con la ecuación 2. Según la ecuación 1 se tiene que para que se forme 1 mol de  $\text{NO}$  se requiere que reaccionen 1 mol de  $\text{NH}_3$ , es decir que los gramos de  $\text{NH}_3$  que se requieren son:

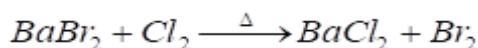
$$g_{\text{NH}_3} = \text{moles} \times \text{PM}_{\text{NH}_3} = 1 \text{ mol} \times 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17 \text{ g}$$

4. Cierta compuesto contiene los átomos X, Y y Z en una proporción de 1:1:4. Calcule el peso máximo de compuesto que se puede obtener a partir de 0,5 moles de átomos de X,  $1,50 \times 10^{23}$  átomos de Y y 24 g de Z.  $\text{PA}_X=39$ ;  $\text{PA}_Y=52$ ;  $\text{PA}_Z=16$ .

**R:** 56,5 g

5. Cuando el Bromuro de Bario,  $\text{BaBr}_2$ , se calienta en una corriente de cloro gaseoso, se convierte totalmente en cloruro de Bario,  $\text{BaCl}_2$ . De 1,5 g de  $\text{BaBr}_2$  se obtienen 1,05 g de  $\text{BaCl}_2$ . Con estos datos, calcule el peso atómico del Bario.  $\text{PA}_{\text{Cl}}=35,5$ ;  $\text{PA}_{\text{Br}}=79,91$ .

**R:** La reacción planteada en el ejercicio es la siguiente:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción se tiene que por 1 mol de BaBr<sub>2</sub> que reacciona se forma 1 mol de BaCl<sub>2</sub>, por lo tanto:

$$n_{\text{BaCl}_2} = n_{\text{BaBr}_2} \rightarrow \frac{g_{\text{BaBr}_2}}{PM_{\text{BaBr}_2}} = \frac{g_{\text{BaCl}_2}}{PM_{\text{BaCl}_2}}$$

$$\frac{1,5 \text{ g}}{PA_{(\text{Ba})} + 2PA_{(\text{Br})}} = \frac{1,05 \text{ g}}{PA_{(\text{Ba})} + 2PA_{(\text{Cl})}}$$

$$\frac{1,5 \text{ g}}{x + 159,82} = \frac{1,05 \text{ g}}{x + 71} \rightarrow 1,05(x + 159,82) = 1,5(x + 71)$$

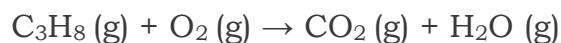
$$1,05x + 167,81 = 1,5x + 106,5 \rightarrow 1,5x - 1,05x = 167,81 - 106,5$$

$$0,45x = 61,31 \rightarrow x = \frac{61,31}{0,45} = 136,25 \rightarrow PA_{(\text{Br})} = 136,25 \text{ g/mol}$$

6. Se mezclan pesos iguales de Zinc metálico y de Iodo. El Iodo se convierte completamente en ZnI<sub>2</sub> ¿Qué fracción del Zinc original permanece sin reaccionar? PA<sub>Zn</sub>=65,4; PA<sub>I</sub>=126,9.

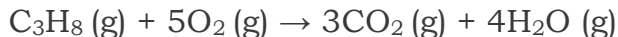
**R:** 152 g/mol

7. Dada la siguiente reacción:



Determine: a) los moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> necesarios para producir 0,25 moles de agua; b) la masa de agua producida a partir de 0.050 moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>; c) la masa de oxígeno necesaria para producir 1,4 g de CO<sub>2</sub> en esta reacción.

**R:** Para resolver el ejercicio se debe estar seguro de que la ecuación de interés está balanceada, a simple vista nos damos cuenta de que la misma no está balanceada por lo que se procede a balancearla:



a) De acuerdo con la reacción química balanceada por cada mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  que se oxida se producen 4 moles de agua, por lo tanto, para producir 0,25 moles de agua se requieren:

$$\text{moles}_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{0,25 \text{ moles}_{\text{H}_2\text{O}} \times 1 \text{ mol}_{\text{C}_3\text{H}_8}}{4 \text{ moles}_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,0625 \text{ moles}_{\text{C}_3\text{H}_8}$$

b) De acuerdo al mismo análisis hecho en a) se tiene que la oxidación de 0,050 moles de  $\text{C}_3\text{H}_8$  producirán:

$$\text{moles}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,05 \text{ moles}_{\text{C}_3\text{H}_8} \times 4 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}}}{1 \text{ mol}_{\text{C}_3\text{H}_8}} = 0,2 \text{ moles}_{\text{H}_2\text{O}}$$

c) De acuerdo con la ecuación balanceada se tiene que cuando reaccionan 5 moles de  $\text{O}_2$  se producen 3 moles de  $\text{CO}_2$ , por lo tanto, para producir 1,4 g de  $\text{CO}_2$ , los cuales representan  $1,4/44=0,03181$  moles de  $\text{CO}_2$ , se requieren:

$$\text{moles}_{\text{O}_2} = \frac{0,03181 \text{ moles}_{\text{CO}_2} \times 5 \text{ moles}_{\text{O}_2}}{3 \text{ moles}_{\text{CO}_2}} = 0,053 \text{ moles}_{\text{O}_2}$$

8. Calcule cuántos gramos de sulfato de sodio anhidro,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , se necesitan para preparar 500 mL de una disolución 0,3 M. Si la sal disponible es el sulfato de sodio decahidratado,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

**R:** 48,3 g

9. El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:





¿Cuántos g de CO<sub>2</sub> se producen cuando se queman 3,10 g de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH de esta manera?

**R:** De acuerdo con la reacción química balanceada por cada mol de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH que se quema se producen 2 moles de CO<sub>2</sub>, por lo tanto, cuando se queman 3,10/46=0,06739 moles de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH se producirán:

$$\text{moles}_{\text{CO}_2} = \frac{2\text{moles}_{\text{CO}_2} \times 0,06739\text{moles}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{1\text{moles}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = 0,1348\text{moles}_{\text{CO}_2}$$

10. El ácido perclórico reacciona con pentóxido de difósforo para dar ácido ortofosfórico y heptaóxido de dicloro. Calcule las cantidades en gramos, de todas las sustancias presentes al final de la reacción cuando se colocan en un recipiente cerrado 20,1 g de ácido perclórico y 4,26 g de pentóxido de difósforo.

**R:** 2,01 g de HClO<sub>4</sub>; 5,88 g de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 16,47 g de Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

11. Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio, NaN<sub>3</sub>, en los elementos que la componen según la reacción:



¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5 g de nitrógeno gaseoso?

**R:** De acuerdo con la ecuación química balanceada, cuando se decomponen 2 moles de NaN<sub>3</sub> se producen 3 moles de N<sub>2</sub>, por lo tanto, para formar 5/28=0,1786 moles de N<sub>2</sub> se requieren:

$$\text{moles}_{\text{NaN}_3} = \frac{0,1786 \text{ moles}_{\text{N}_2} \times 2 \text{ moles}_{\text{NaN}_3}}{3 \text{ moles}_{\text{N}_2}} = 0,1190 \text{ moles}_{\text{NaN}_3}$$

$$g_{\text{NaN}_3} = 0,1190 \text{ moles}_{\text{NaN}_3} \times \frac{65 \text{ g}}{\text{moles}_{\text{NaN}_3}} = 7,74 \text{ g}_{\text{NaN}_3}$$

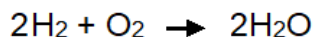
12. El cromo, Cr, puede obtenerse por reducción de unos de sus óxidos mediante un proceso representado por la siguiente reacción:



Si se tiene una mezcla de 80 toneladas que consiste en 35% en masa de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  y 25% de Al en masa, calcule la masa de Cr que obtiene si el rendimiento del proceso es 90%.  $\text{PA}_{\text{Al}}=27$ ;  $\text{PA}_{\text{Cr}}=52$ ;  $\text{PA}_{\text{O}}=16$ .

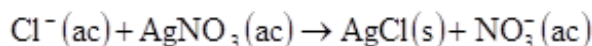
**R:** 17,2 ton

13. ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se forman a partir de la conversión total de 32 g  $\text{O}_2$  en presencia de  $\text{H}_2$ , según la ecuación:



**R:** De acuerdo con la ecuación balanceada se tiene que cuando reacciona 1 mol de  $\text{O}_2$  se producen 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . 32 g  $\text{O}_2$  representan  $32/32=1$  mol de  $\text{O}_2$ , por lo tanto, se deben formar 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ , los cuales representan  $2 \times 18=36$  g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

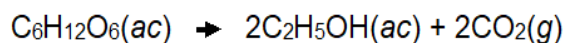
14. Las aguas de desecho de una fábrica química contienen iones  $\text{Cl}^-$ . Se toman 100 g del efluente y se hacen reaccionar con una disolución  $\text{AgNO}_3$  0,02 M y se requieren 2,1 mL de esta disolución para que reacciones todos los iones  $\text{Cl}^-$  presentes, según la siguiente reacción:



¿Cuál es el porcentaje de  $\text{Cl}^-$  en las aguas?

**R:** 0,149%

15. La fermentación de glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , produce alcohol etílico,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , y dióxido de carbono:

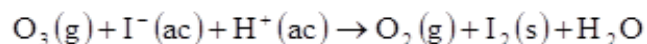


¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10 g de glucosa?

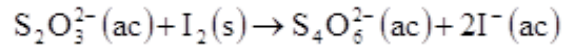
**R:** Si por cada mol de glucosa que se fermenta se producen dos moles de alcohol etílico, con  $10/180=0,055$  moles de glucosa se producirán:

$$\text{moles}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{0,055 \text{ moles}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times 2 \text{ moles}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{1 \text{ moles}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = 0,11 \text{ moles}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

16. El uso de fotocopiadoras en sitios cerrados conduce a la concentración en dicho ambiente de  $\text{O}_3$ . Una muestra de aire que contiene ozono se analiza para determinar el porcentaje de esta sustancia en el aire. Se dispone de una muestra de aire que pesa 1,18 g, esta muestra se hace reaccionar con una disolución ácida de yoduro de sodio,  $\text{NaI}$ , el ozono reacciona con los iones  $\text{I}^-$  mediante la siguiente reacción:



El yodo formado,  $I_2$ ; se hace reaccionar con una disolución de tiosulfato de sodio,  $Na_2S_2O_3$  ocurriendo la siguiente reacción:

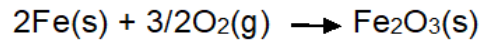


Se necesitan 15 mL de la disolución  $1 \times 10^{-3}$  M de  $Na_2S_2O_3$  para que reacciones todo el yodo producido según la primera reacción ¿Cuál es el porcentaje de ozono en el aire?

**R:** 0,02%

17. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro  $Fe_2O_3$ , se pueden producir a partir de 2,50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?

**R:** La reacción de oxidación del hierro sólido para producir óxido de hierro (III) es:



Por lo tanto, con  $2,5/32=0,078$  moles de  $O_2$  que reaccionan con hierro sólido se producirán:

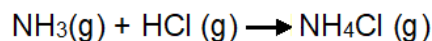
$$moles_{Fe_2O_3} = \frac{0,078 \text{ moles}_{O_2} \times 1 \text{ mol}_{Fe_2O_3}}{1,5 \text{ moles}_{O_2}} = 0,052 \text{ moles}_{Fe_2O_3}$$

$$g_{Fe_2O_3} = moles_{Fe_2O_3} \times PM_{Fe_2O_3} = 0,052 \text{ moles} \times \frac{160 \text{ g}}{\text{moles}} = 8,32 \text{ g}_{Fe_2O_3}$$

18. Se posee una muestra de 10 g que está formada por partes iguales en masa de  $FeO$  y  $Fe_2O_3$ . Al reducir esta mezcla con hidrógeno en un horno a altas temperaturas se obtiene hierro metálico ( $Fe$ ) ¿Cuántos gramos se obtienen?

**R:** 7,3 g

19. Reaccionan solo 0,50 moles de amoníaco con cierta cantidad de HCl gaseoso a 800°C según la ecuación:



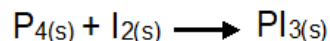
Calcule el número de moles de HCl que reaccionan y los moles de cloruro de amonio producidos.  $P_{\text{N}}=14$ ;  $P_{\text{Cl}}=35,5$ .

**R:** La relación estequiometría entre el amoníaco, el HCl y el cloruro de amonio gaseoso de acuerdo con la reacción es de 1:1:1, por lo tanto, reaccionan 0,5 moles de HCl gaseoso con los 0,5 moles de amoníaco y se producen 0,5 moles de cloruro de amonio gaseoso.

20. Un compuesto orgánico está formado por los elementos: carbono, hidrógeno, y cloro en la relación 2:5:1. Al sintetizar el compuesto a partir de carbono (C), hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y cloro ( $\text{Cl}_2$ ); se mezclan la masa de carbono que contiene  $2,40 \times 10^{23}$  átomos, la masa que corresponde a 0,5 moles de moléculas de hidrógeno y 7,09 g de cloro gaseoso ¿Cuántos gramos del compuesto se forman?

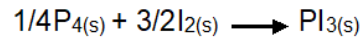
**R:** 12,99 g

21. Dada la siguiente ecuación química:

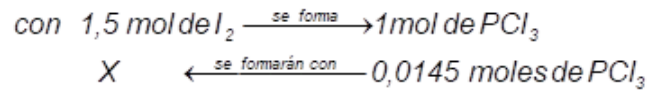


Calcule el número de moles de  $\text{I}_2$  usados para producir 6 g de  $\text{PI}_3$ .  $P_{\text{I}}=127$ ;  $P_{\text{P}}=31,9$ .

**R:** La ecuación química debe balancearse:



6 g de  $P_{I_3}$  representan  $6/412,9=0,0145$  moles de  $P_{I_3}$ . De acuerdo con la ecuación balanceada se tiene que:

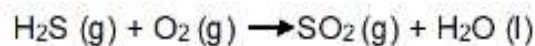


$$X = \frac{0,0145 \times 1,5}{1} = 0,0218 \text{ moles de } I_2$$

22. Una muestra de bicarbonato 25 g de bicarbonato de sodio reacciona totalmente con 9,80 mL de un ácido sulfúrico cuya concentración es 11,43 M ¿Cuál es la pureza del bicarbonato de sodio?

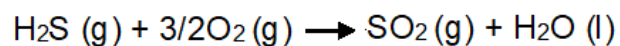
**R:** 75%

23. El sulfuro de hidrógeno emitido por la materia orgánica en descomposición se convierte en dióxido de azufre en la atmósfera, de acuerdo con la reacción:



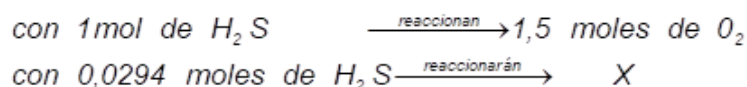
- a) ¿Cuántos moles de  $H_2S$  se requieren para formar 6,19 moles de  $SO_2$ ?
- b) ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para reaccionar con 1 g de sulfuro de hidrógeno?  $P_{AS} = 32$ .

**R:** La ecuación debe ser balanceada:



a) Como la relación estequiométrica entre el  $H_2S$  y el  $SO_2$  es 1:1, para formar 6,19 moles de  $SO_2$  se requieren por lo tanto 6,19 moles de  $H_2S$ .

b) Como la relación estequiométrica entre el  $H_2S$  y el  $O_2$  es 1:1,5 y conociendo que el número de moles de sulfuro de hidrogeno de que se dispone es igual a  $1/34=0,0294$ , se tiene que:



$$X = \frac{0,0294 \times 1,5}{1} = 0,0441 \text{ moles de } O_2$$

24. 0,756 g de una mezcla de cloruro de sodio y bromuro de plata dan lugar por precipitación con nitrato de plata, a 1,617 g de una mezcla de cloruro y bromuro de plata. Hallar la composición de la mezcla.

**R:** 50%

25. El sulfuro de sodio reacciona con el ácido sulfúrico para producir sulfato de sodio y sulfuro de hidrógeno. Supóngase que reacciona un exceso de ácido sulfúrico con 10 g de sulfuro de hidrógeno. Calcule: a) Los moles de sulfuro de sodio que reaccionan; b) Los moles de sulfuro de hidrógeno liberados.  $PA_{Na} = 23$ ;  $PA_S = 32$ .

**R:** La reacción química entre el sulfuro de sodio y el ácido sulfúrico es la siguiente:



Como el ácido sulfúrico se encuentra en exceso, el sulfuro de hidrógeno es el reactivo limitante, por lo tanto:

a) los moles de sulfuro de sodio que reaccionan son  $10/78=0,1282$  moles.

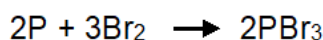
b) Como la relación estequiométrica entre el sulfuro de sodio y el sulfuro de hidrogeno de acuerdo a la reacción es 1:1, los moles de sulfuro de hidrogeno que se forman son iguales a 0,1282 moles.

26. Hace tiempo en Venezuela, en el Estado Bolívar existía una industria minera prospera, a través de la cual se extraía la bauxita, un mineral que contiene  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , a partir del cual se obtiene aluminio, De 2,77 g de bauxita se obtenía en promedio 1,20 g de aluminio. Determina la pureza promedio de es mineral bauxita que se explotaba en ese entonces en Venezuela.

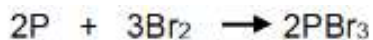
**R:** 83,3% de pureza

27. Si 350 g de bromo reaccionan con 40 g de fósforo, ¿qué cantidad en gramos de bromuro de fósforo (III) se formará? Datos: Masas atómicas  $\text{Br} = 80,0$ ;  $\text{P} = 31,0$ .

**R:** La reacción que tiene lugar entre ambos elementos es:



por tanto, si nos dan las cantidades de cada una de las sustancias que mezclamos para hacerlas reaccionar hemos de tener en cuenta si son las cantidades estequiométricas o no. Tomando como referencia, por ejemplo, los 40 g de fósforo, podemos calcular cuánto bromo reaccionara con dicha cantidad de Fósforo:



$$62 \text{ g} \rightarrow 480 \text{ g}$$

$$40 \text{ g} \rightarrow X = \text{gramos de Br}_2$$



$$g_{\text{Br}_2} = \frac{40g_{\text{P}} \times 480g_{\text{Br}_2}}{62g_{\text{P}}} = 309,68g$$

Dado que efectivamente se necesita menos cantidad de bromo de la que teníamos inicialmente, el fósforo será el reactivo que reacciona completamente (REACTIVO LIMITANTE), mientras que sobrará una cierta cantidad de bromo:  $350 - 309,68 = 40,32$  g de Bromo sobrantes (REACTIVO EN EXCESO).

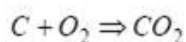
La cantidad de bromuro de fósforo (III) formado la calculamos sumando las cantidades de fósforo (40 g) y de bromo (309,68 g) que reaccionan:  $40 + 309,68 = 349,68$  g de  $\text{PBr}_3$ .

28. El avinagramiento del vino se produce cuando el oxígeno oxida el etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) para convertirlo en ácido acético ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) y agua. ¿En cuánto aumentaría la masa de una botella de vino que contiene 75 g de etanol si este compuesto se convirtiera totalmente en ácido acético? Suponga que la botella de vino está cerrada.

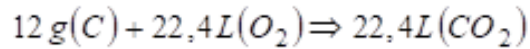
**R:** 52,16 g

29. ¿Cuántos  $\text{m}^3$  de aire se necesitan para la combustión completa de una tonelada de carbón? Se supondrá que el aire contiene un quinto de su volumen en oxígeno.

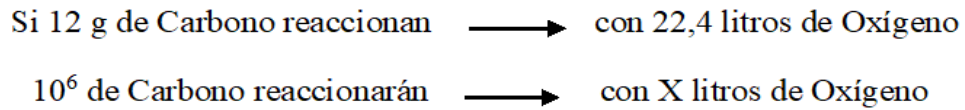
**R:** Considerando que el carbón está, básicamente, compuesto de carbono, podemos plantear la siguiente ecuación estequiométrica:



que representa la combustión completa de un mol de carbono. Puesto que nos solicitan el consumo de oxígeno expresado en metros cúbicos, tendremos en cuenta la equivalencia en volumen de un mol de cualquier sustancia gaseosa, simplificando a condiciones normales de presión y temperatura. De ese modo podemos plantear:

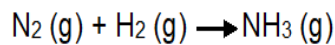


Y aplicando una regla de tres simple:



De donde resulta que los metros cúbicos de oxígeno necesarios serán: 1866,66. Si suponemos que el aire contiene (1/5) de su volumen de oxígeno, tendremos finalmente que:  $1866,66 \times 5 = 9333,33$  son los m<sup>3</sup> de aire para la combustión completa de una tonelada (10<sup>6</sup> g) de carbón.

30. El proceso comercial más importante para convertir N<sub>2</sub> del aire en compuestos nitrogenados se basa en la conocida como:



Si el proceso industrial se realiza a 500 °C y 1000 atm de presión, ¿cuántos gramos de amoníaco se obtienen a partir de 1 m<sup>3</sup> de nitrógeno?

**R:** 536, 38 Kg

31. a) Que tanto por ciento de agua (H<sub>2</sub>O) de cristalización contiene, i) una molécula de carbonato sódico decahidratado (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.10H<sub>2</sub>O); ii) una molécula de ácido oxálico (etanodioico bihidratado) (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.2H<sub>2</sub>O).

b) Desecados 1,23 gramos de sulfato de magnesio ( $\text{MgSO}_4$ ) hasta perder toda su agua de cristalización, pesan 0,6 gramos. Averiguar con cuantas moléculas de agua cristaliza dicha sal.

**R:** a) i) El peso molecular del  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  es:

$12 + (3 \times 16) + (2 \times 23) + 10 \times [(2 \times 1) + 16] = 286$ . Por lo tanto, Si 286 gramos de carbonato sódico decahidratado contienen 180 gramos de agua de cristalización, entonces, 100 gramos de carbonato sódico decahidratado contendrán X gramos de agua de cristalización. Haciendo cálculos resulta  $X = 62,93 \%$ .

ii) El peso molecular del  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  es:

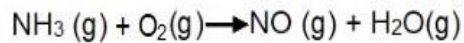
$(2 \times 12) + (2 \times 1) + (4 \times 16) + 2 \times [(2 \times 1) + 16] = 126$ . Por lo tanto, si 126 gramos de ácido oxálico dihidratado contienen 36 de agua de cristalización, entonces, 100 gramos de ácido oxálico dihidratado contendrán X gramos de agua de cristalización. Haciendo cálculos tenemos  $X = 28,57 \%$ .

b) El peso molecular del  $\text{MgSO}_4$  es  $32 + (4 \times 16) + 24,32 = 120,32$ . Por lo tanto, si 0,6 gramos de  $\text{MgSO}_4$  provienen de 1,23 gramos de  $\text{MgSO}_4(n\text{H}_2\text{O})$ , entonces 120,32 gramos de  $\text{MgSO}_4$  provendrán de X gramos de  $\text{MgSO}_4 \cdot (n\text{H}_2\text{O})$ .

Haciendo las operaciones obtenemos  $X = 246,65$  con lo que resulta que la cantidad de agua en un mol-gramo de la sal hidratada será:  $246,65 - 120,32 = 126,33$  gramos de agua.

Y teniendo en cuenta que el peso molecular del agua es 18, tendremos  $126,33:18 = 7,01 \cong 7$  moléculas. Con lo que la fórmula de la sal hidratada será:  $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ .

32. El primer paso en la obtención del ácido nítrico de forma industrial (proceso de Ostwald) consiste en la oxidación del amoníaco según el siguiente proceso:



Ajusta el proceso y deduce cuántos litros de NO se obtienen con 500 L de  $\text{NH}_3$  en condiciones normales de presión y temperatura.

**R:** 500 L de NO

33. El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52% de  $\text{CaCO}_3$ , un 4,16% de  $\text{MgCO}_3$  y un 1,32% de inertes. La descomposición térmica de la piedra genera  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$  y  $\text{CO}_2$ , con un rendimiento de un 56%. Calcular: a) ¿Cuántas toneladas (t) de  $\text{CaO}$  se obtendrán a partir de 4 t de dicha caliza?, b) ¿Qué volumen de  $\text{CO}_2$  recogido sobre agua a 760 mm Hg y  $20^\circ\text{C}$  se obtiene con 100 g de caliza?

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; Ca = 40,0; Mg = 24,3; O = 16,0. Presión de vapor del agua a  $20^\circ\text{C}$  = 17,54 mm Hg. Nota: 1 t = 1000 kg.

**R:** La descomposición térmica de ambos carbonatos da:



lo cual nos indica que el  $\text{CaO}$  se obtiene exclusivamente a partir del Carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) mientras que el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) se obtiene a partir de ambos carbonatos. Por lo tanto:

- a) Si tenemos 4 t de caliza (4000 Kg), las cantidades de ambos carbonatos que tendremos, expresadas en Kg y Kmol son:

$\text{CaCO}_3$ : 94,52%;  $4000 \times 0,9452 = 3780,8$  Kg de  $\text{CaCO}_3$ ;  $3780,8/100 = 37,808$  Kmol de  $\text{CaCO}_3$ .

$\text{MgCO}_3$ : 4,16%;  $4000 \times 0,0416 = 166,4$  Kg de  $\text{MgCO}_3$ ;  $166,4/84,3 = 1,974$  Kmol de  $\text{MgCO}_3$ .

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, por cada mol de  $\text{CaCO}_3$  que se descompone, se obtiene 1 mol de  $\text{CaO}$ , por lo que, en este caso, se obtendrán: 37,808 Kmol de  $\text{CaO}$ , y otras tantas de  $\text{CO}_2$  si el rendimiento fuera del 100%, pero como este rendimiento es del 56%, solamente se obtendrá el 56% de esas cantidades:  $\text{CaO}$ : 56% de 37,808 Kmoles = 21,172 Kmoles de  $\text{CaO}$  = 1185,63 Kg de  $\text{CaO}$  que se obtienen.

b) El  $\text{CO}_2$  se obtiene de ambos carbonatos; del de calcio, como ya hemos calculado, 37,808 Kmol y del carbonato de magnesio, como podemos ver por la estequiometría de la reacción, por cada mol de carbonato se obtiene 1 mol de dióxido de carbono, por lo que se obtendrán: 1,974 Kmoles de  $\text{CO}_2$ . La cantidad total de  $\text{CO}_2$  será, por tanto =  $37,808 + 1,974 = 39,782$  Kmol, con un rendimiento del 100% pero dado que este rendimiento es solamente del 56%, se obtendrá solamente el 56% de dicha cantidad, que es  $\text{CO}_2$ : 56% de 39,782 Kmol = 22,278 Kmol de  $\text{CO}_2$  = 980,23 Kg de  $\text{CO}_2$  que se obtienen.

Si esta cantidad se recoge sobre agua, se obtendrá una mezcla de gases: en  $\text{CO}_2$  y el vapor de agua, siendo la presión total del conjunto 760 mm Hg. Teniendo en cuenta la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total (760 mm) será igual a la suma de las presiones parciales de ambos gases:

$$P_t = P_{\text{AGUA}} + P_{\text{CO}_2} \rightarrow 760 = 17,54 + P_{\text{CO}_2}; P_{\text{CO}_2} = 760 - 17,54 = 742,46 \text{ mm Hg}$$

Y una vez conocida ya la presión del dióxido de carbono, se aplica la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que conocemos la presión (742,46 mm Hg), el n° de moles de CO<sub>2</sub>: 22,282 moles y la temperatura: 293°K, y así:  $PV=nxRxt \Rightarrow 742,46/760xV = 22,278x0,082x293 \Rightarrow V = 547989 \text{ L} = 548 \text{ m}^3$  de CO<sub>2</sub>.

34. El ácido sulfúrico o dihidrógeno(tetraoxidosulfato) reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio o tetraoxidosulfato de disodio y ácido clorhídrico. Se añaden 50 ml de ácido sulfúrico del 98% en peso y densidad 1,835 g/cm<sup>3</sup>, sobre una muestra de 87 g de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa. a) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso, y cuántos moles de este quedan sin reaccionar? b) ¿Qué masa de sulfato de sodio se obtiene en la reacción?

**R:** a) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y quedan en exceso 0,174 moles; b) 105,6 g de sulfato de sodio.

35. Un reactor de fabricación de abonos procesa 50 t/día de fosforita (Ortofosfato tricálcico o bis(tetraoxidofosfato de tricalcio) con una riqueza del 70%, haciéndola reaccionar con ácido sulfúrico concentrado del 98%, para obtener un superfosfato en el cual el fosfato de la fosforita se ha transformado en hidrogeno(tetraoxidofosfato) de calcio. Calcular:

a) La reacción ajustada que tiene lugar

b) Las t/día de superfosfato que se obtienen

c) Las t/día de ácido sulfúrico consumidas

d) El contenido en fósforo del superfosfato, expresado en P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

DATOS: Pesos atómicos: Ca = 40,0; H = 1,0; O = 16,0; P = 31,0; S = 32,0: 1

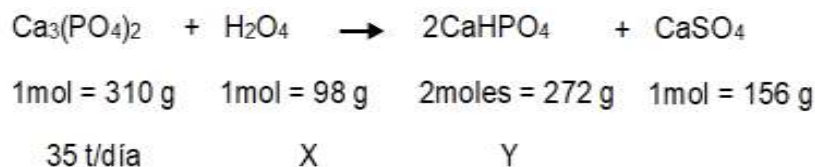
t = 1000 Kg.

**R:** a) La reacción que tiene lugar es:



Para calcular las cantidades de superfosfato que se produce y de ácido sulfúrico que se consumen debemos recurrir a la estequiometría de la reacción, para la cual hemos de determinar previamente la cantidad de reactivo puro que interviene, pues el reactor se alimenta con 50 t/día de fosforita del 70%:

Cantidad de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro =  $50 \times 70 / 100 = 35$  t/día de reactivo puro que se tratan. Así, la estequiometría de la reacción nos queda:



b) Cantidad de superfosfato que se obtienen (Y):

$$Y = \frac{(35\text{t/día})_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 272\text{g}_{\text{CaHPO}_4}}{310\text{g}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = (30,71\text{t/día})_{\text{CaHPO}_4}$$

c) Cantidad de ácido sulfúrico que se requiere (X):

$$X = \frac{(35\text{t/día})_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 98\text{g}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{310\text{g}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = (11,064\text{t/día})_{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{puro})}$$

Dado que se dispone de un ácido al 98% de pureza, serán necesarios:

$$X = \frac{(11,064\text{t/día})_{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{puro})} \times 100\text{g}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{98\text{g}_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = (11,29\text{t/día})_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

d) Para determinar la riqueza en  $\text{P}_2\text{O}_5$  del superfosfato, se determina el

porcentaje en P del superfosfato, calculando después la cantidad de ese óxido al que corresponde. El porcentaje de Fósforo en el  $\text{CaHPO}_4$  es =  $31 \times 100 / 136 = 22,79\%$  P. Por lo tanto, la cantidad de  $\text{P}_2\text{O}_5$  que se puede obtener con esta cantidad de fósforo es:

$$\begin{array}{l} \text{En } 142g_{\text{P}_2\text{O}_5} \xrightarrow{\text{hay}} 62g_{\text{P}} \\ X \xleftarrow{\text{habran}} 22,79 g_{\text{P}} \quad X = \frac{22,79g_{\text{P}} \times 142g_{\text{P}_2\text{O}_5}}{62g_{\text{P}}} = 52,20g_{\text{P}_2\text{O}_5} \end{array}$$

Es decir, que el  $\text{CaHPO}_4$  contiene un 52,20% de riqueza expresada en  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

36. Se quiere fabricar un cemento con la siguiente composición final: 70% de  $\text{SC}_3$  (silicato tricálcico); 20% de  $\text{SC}_2$  (silicato dicálcico) y 10% de  $\text{AlC}_3$  (aluminato tricálcico). Se parte como materia prima de caliza; sílice y alúmina hidratada, cuyas composiciones respectivas son las siguientes:  
*Caliza*: 90% de  $\text{CaCO}_3$ , 5%  $\text{SiO}_2$  y 5% de humedad; *Sílice*: %100  $\text{SiO}_2$  y *Alúmina hidratada*: 90%  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  y 10%  $\text{SiO}_2$ .

Determinar:

- Las t/h de cada uno de los componentes de la materia prima necesarios para obtener 1 t/h del cemento.
- El caudal en t/h de la corriente de gases ( $\text{CO}_2$  y vapor de agua) que salen del horno y su composición en volumen. DATOS: Masas atómicas del H; O; Al; Si y Ca: 1,9; 16,0; 27,0; 28 y 40,0 g/mol.

**R:** a) Los componentes de este cemento portland, de acuerdo con la nomenclatura convencional usada para ello, junto con la cantidad de los mismos por t/h (1000 Kg/h) de cemento producido son:

$\text{SC}_3$ : Silicato tricálcico:  $\text{SiO}_2 \cdot 3\text{CaO} \dots 70\%$  de 1000 = 700 Kg/h



SC<sub>2</sub>: Silicato dicálcico: SiO<sub>2</sub> .2CaO ...20% de 1000 = 200 Kg/h

AlC<sub>3</sub>: Aluminato tricalcico: Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.3CaO...10% de 1000 = 100 Kg/h

Dado que hay componentes comunes en los tres, vamos a calcular las cantidades totales de SiO<sub>2</sub> (los existentes en los 700 Kg de SC<sub>3</sub> más los existentes en los 200 Kg de SC<sub>2</sub>); de CaO (los existentes en los 700 Kg de SC<sub>3</sub> más los existentes en los 200 Kg de SC<sub>2</sub> más los existentes en los 100 Kg de AlC<sub>3</sub>) y de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (los existentes en los 100 Kg de AlC<sub>3</sub>).

A partir de las masas moleculares de cada uno se tiene que para el:

- **SC<sub>3</sub>** (SiO<sub>2</sub>.3CaO), el PM = (28+2x16) + 3x(40+16) = 228 y de acuerdo a la fórmula, vemos que en cada mol (228 g) hay (28+2x16) = 60 g de SiO<sub>2</sub> y 3x(40+16) = 168g de CaO, Dado que se han de obtener 700 Kg de este S3C, las cantidades de SiO<sub>2</sub> y de CaO que hay en ellos son:

$$\text{Cantidad de SiO}_2 = \frac{60 \times 700}{228} = 184,21 \text{Kg}$$

$$\text{Cantidad de CaO} = \frac{168 \times 700}{228} = 515,79 \text{Kg}$$

- **SC<sub>2</sub>** (SiO<sub>2</sub>.2CaO), el PM = (28+2x16) + 2x(40+16) = 172, por lo que teniendo en cuenta la fórmula, vemos que en cada mol (172 g) hay (28+2x16) = 60 g de SiO<sub>2</sub> y 2x(40+16) = 112g de CaO. Dado que se han de obtener 200 Kg de este S2C, las cantidades de SiO<sub>2</sub> y de CaO que hay en ellos son:

$$\text{Cantidad de SiO}_2 = \frac{60 \times 200}{172} = 69,77 \text{Kg}$$

$$\text{Cantidad de CaO} = \frac{112 \times 200}{172} = 130,23 \text{Kg}$$

- **AlC<sub>3</sub>** (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.3CaO), el PM = (2.27+3x16) + 3x(40+16) = 270, por la fórmula, vemos que en cada mol (270 g) hay (2x27+3x16) = 102 g de

$\text{Al}_2\text{O}_3$  y  $3 \times (40+16) = 168\text{g}$  de  $\text{CaO}$ . Dado que se han de obtener 100 Kg de este  $\text{Al}_3\text{C}$ , las cantidades de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y de  $\text{CaO}$  que hay en ellos son:

$$\text{Cantidad de } \text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{102 \times 100}{270} = 37,78\text{Kg}$$

$$\text{Cantidad de CaO} = \frac{168 \times 100}{270} = 62,23\text{Kg}$$

Por tanto, las cantidades totales de estos tres compuestos que salen del horno son:

$$\text{SiO}_2 = 184,21 + 69,77 = 253,98 \text{ Kg/h}$$

$$\text{CaO} = 515,79 + 130,23 + 62,23 = 708,25 \text{ Kg/h}$$

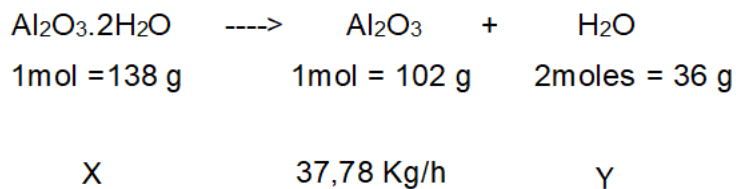
$$\text{Al}_2\text{O}_3 = 37,78 \text{ Kg/h}$$

Todas estas cantidades se obtienen a partir de las materias primas de que se dispone:

El  $\text{Al}_2\text{O}_3$  a partir de la alúmina hidratada, la cual en el horno pierde el agua de hidratación. El  $\text{CaO}$  a partir de la caliza, la cual en el horno se descompone perdiendo tanto la humedad como  $\text{CO}_2$ . El  $\text{SiO}_2$  está presente en los dos compuestos anteriores, por lo que la cantidad que falte habrá que añadirse con sílice.

Por lo tanto:

- la cantidad de alúmina hidratada que se necesita para obtener esos 37,78 Kg/h de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , se determina a partir de la estequiometría de la reacción de deshidratación de la alúmina hidratada, que es la siguiente:



$$X = \frac{(37,78\text{Kg/h})_{\text{Al}_2\text{O}_3} \times 138\text{g}_{\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{102\text{g}_{\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}} =$$

$$X = (51,11\text{Kg/h})_{\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = (0,051\text{t/h})_{\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$$

Como el mineral solamente tiene un 90% de esta alúmina hidratada, la cantidad de este que necesitamos para disponer de estos 51,11 Kg/h de alúmina hidratada es:

$$\frac{0,051 \times 100}{90} = 0,057\text{t/h de mineral de alumina hidratada}$$

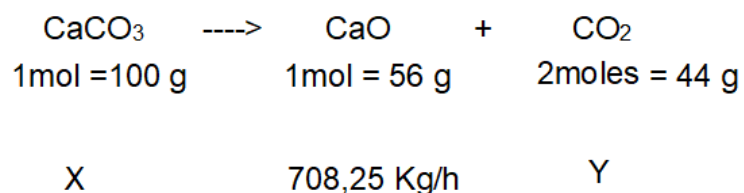
La cantidad de H<sub>2</sub>O que se obtiene por la deshidratación de este material rico en alúmina es:

$$Y = \frac{(37,78\text{Kg/h})_{\text{Al}_2\text{O}_3} \times 36\text{g}_{\text{H}_2\text{O}}}{102\text{g}_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = (13,33\text{Kg/h})_{\text{H}_2\text{O}} = (0,013\text{t/h})_{\text{H}_2\text{O}}$$

Y como este material rico en alúmina contiene un 10% de SiO<sub>2</sub>, se tiene que se añaden:

$$\frac{0,057 \times 10}{100} = 0,0057\text{t/h de silice}$$

- La cantidad de caliza que se necesita para obtener esos 708,25 Kg/h de CaO, se determina a partir de la estequiometria de la reacción de descomposición del carbonato de calcio, que es la siguiente:



$$X = \frac{(708,25\text{Kg/h})_{\text{CaO}} \times 100\text{g}_{\text{CaCO}_3}}{56\text{g}_{\text{CaO}}} = (1264,73\text{Kg/h})_{\text{CaCO}_3} = (1,265\text{t/h})_{\text{CaCO}_3}$$

pero como el mineral solamente tiene un 90% de este  $\text{CaCO}_3$ , la cantidad de este que necesitamos para disponer de estas 1,265 t/h de  $\text{CaCO}_3$  es:

$$\frac{1,265 \times 100}{90} = 1,41\text{t/h de mineral de caliza}$$

El mineral de caliza contiene un 5% de  $\text{SiO}_2$  y 5% de humedad por lo que se adicionan con este material:

$$\frac{1,41 \times 5}{100} = 0,07\text{t/h de sílice}$$

$$\frac{1,41 \times 5}{100} = 0,07\text{t/h de agua}$$

La cantidad de  $\text{CO}_2$  que se obtiene de la descomposición del  $\text{CaCO}_3$  es:

$$X = \frac{(708,25\text{Kg/h})_{\text{CaO}} \times 44\text{g}_{\text{CO}_2}}{56\text{g}_{\text{CaO}}} = (556,48\text{Kg/h})_{\text{CO}_2} = (0,557\text{t/h})_{\text{CO}_2}$$

- La cantidad de sílice que se debe añadir es la que se necesite para completar los 253,98 Kg/h que se necesitan es:  $253,98 - 5,68 - 70,26 = 178,04 \text{ Kg/h} = 0,18 \text{ t/h}$  de sílice.

Por tanto, las cantidades de alimentación del horno para obtener 1 t/h de este cemento serán: 0,057 t/h de mineral de alúmina hidratada, 1,41 t/h de mineral de caliza y 0,18 t/h de sílice.

b) Las cantidades de gases que salen son:

CO<sub>2</sub>: el procedente de la descomposición de la caliza: 0,557t/h de CO<sub>2</sub>

H<sub>2</sub>O: la procedente de la descomposición de la alúmina hidratada (0,013 t/h) y la procedente de la humedad que llevaba la caliza (0,07 t/h) en total: 0,083 t/h de H<sub>2</sub>O.

La composición porcentual de estos gases será, por tanto:

$$\frac{0,557 \times 100}{0,557 + 0,083} = 87,03\% \text{ CO}_2$$

$$\frac{0,083 \times 100}{0,083 + 0,557} = 12,97\% \text{ H}_2\text{O}$$

37. ¿Cuál es la composición porcentual de un latón rojo, que contiene únicamente Cu, Pb y Zn, si una muestra que pesa 1,528 g produce 0,0120 g de PbSO<sub>4</sub> y 0,2206 g de Zn<sub>2</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>?

**R:** 6,2% de Zn, 0,54% de Pb y 93,26% de Cu

38. El amoníaco, NH<sub>3</sub>, reacciona con el O<sub>2</sub> para producir NO y H<sub>2</sub>O de acuerdo con la siguiente reacción balanceada:



(a) ¿Cuántos gramos de agua se producen cuando reaccionan 85,15 g de NH<sub>3</sub>?, (b) ¿Cuántas moles de O<sub>2</sub> se consumen?, (c) ¿Cuántas moléculas de NO se producen? (Pesos moles: NH<sub>3</sub> = 17,03 g; H<sub>2</sub>O = 18 g).

**R:** (a) Se aplica un factor químico de conversión entre agua y amoníaco en forma de masa-masa:

$$\frac{g_{H_2O}}{g_{NH_3}} = \frac{6 \times PM_{H_2O}}{4 \times PM_{NH_3}} \longrightarrow g_{H_2O} = g_{NH_3} \times \frac{6 \times PM_{H_2O}}{4 \times PM_{NH_3}}$$

$$g_{H_2O} = 85,15 g_{NH_3} \times \frac{6 \times 18 g/mol}{4 \times 17 g/mol} = 133,15 g$$

(b) Se aplica un factor químico de conversión entre oxígeno y amoníaco en forma de mol-masa:

$$\frac{moles_{O_2}}{g_{NH_3}} = \frac{5 moles_{O_2}}{4 \times PM_{NH_3}} \longrightarrow moles_{O_2} = g_{NH_3} \times \frac{5 moles_{O_2}}{4 \times PM_{NH_3}}$$

$$moles_{O_2} = 85,15 g_{NH_3} \times \frac{5 moles_{O_2}}{4 \times 17 g/mol} = 6,25 moles$$

(c) Se aplica un factor químico de conversión entre NO y amoníaco en forma de moléculas-masa:

$$\frac{moleculas_{NO}}{g_{NH_3}} = \frac{4 moles_{NO} \times 6,022 \times 10^{23} moleculas}{4 \times PM_{NH_3} \times 1 mol_{NO}}$$

$$moleculas_{NO} = g_{NH_3} \times \frac{4 moles_{NO} \times 6,022 \times 10^{23} moleculas}{4 \times PM_{NH_3} \times 1 mol_{NO}}$$

$$moleculas_{NO} = 85,15 g_{NH_3} \times \frac{4 moles_{NO} \times 6,022 \times 10^{23} moleculas}{4 \times 17 g/mol}$$

$$moleculas_{NO} = 3,01 \times 10^{24} moleculas$$

39. La aspirina (ácido acetilsalicílico,  $C_9H_8O_4$ ) se obtiene por calentamiento del ácido salicílico ( $C_7H_6O_3$ ) con el anhídrido acético ( $C_4H_6O_3$ ), el otro producto que se forma es ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ). Cuando se calientan 2,0 g

de ácido salicílico con 4,0 g de anhídrido acético, ¿cuánta aspirina debe formarse teóricamente? ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento si el rendimiento real es de 2,1 g?

**R:** Se forman teóricamente 2,6 g  $C_9H_8O_4$  y el porcentaje del rendimiento es de 80%

40. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico dando cloruro de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 100 g de una muestra de aluminio del 81% de pureza con ácido clorhídrico. Calcular:

- el volumen de disolución de ácido clorhídrico 5 M, necesario para la reacción. El volumen de hidrógeno
- el volumen de hidrógeno gaseoso, medido a  $27^\circ\text{C}$  y 740 mm de Hg.

**R:** a) 1,8 L; b) 113,7 L





# CAPÍTULO 3

## Nomenclatura de sustancias inorgánicas y de sustancias orgánicas

*Sabino José Menolasina Monrreal*

### 3.1. Introducción

A lo largo del desarrollo de la Química como ciencia, se han descubierto y producido una infinidad de sustancias químicas. En la actualidad el número de sustancias químicas sobrepasan la decena de millones, y es por lo que en la actualidad los químicos practican un sistema aceptado mundialmente para nombrar las sustancias químicas lo que ha facilitado el trabajo con la variedad de sustancias que existen y se descubren constantemente.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, más conocida por sus siglas en inglés IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), es la máxima autoridad mundial en las decisiones sobre nomenclatura química, terminología, métodos estandarizados para la medida, masas atómicas y muchos otros datos evaluados de fundamental importancia. La IUPAC se formó en 1919 por químicos de la industria y la academia, quienes reconocieron la necesidad de estandarización internacional en química.

Actualmente la IUPAC ha desarrollado varios sistemas para la construcción de los nombres de las sustancias químicas.

*Monografía 3: Fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura*

Las sustancias químicas se clasifican en **sustancias inorgánicas** y **sustancias orgánicas**.

Las sustancias inorgánicas se caracterizan por no poseer al elemento carbono unido al elemento de hidrógeno entre los elementos que las conforman, mientras que, las sustancias orgánicas se caracterizan por tener el elemento carbono unido al elemento hidrógeno, entre sus elementos que la conforman.

### 3.2. Nomenclatura Inorgánica

De acuerdo con la IUPAC existen tres sistemas de nomenclatura de importancia fundamental en química inorgánica:



**Figura 3.1. Sistemas de nomenclatura de sustancias químicas inorgánicas**

[Del Autor]

La nomenclatura sistemática se clasifica a su vez en:



**Figura 3.2 Clasificación de la nomenclatura sistemática [Del Autor]**

La nomenclatura sistemática de composición y la tradicional son las más utilizadas en la enseñanza inicial de la Química.

Para el estudio de las propiedades químicas de una sustancia inorgánica es importante clasificar a los elementos que la conforman en metálicos y no metálicos. De la posición que ocupan los elementos en la tabla periódica se puede estimar aproximadamente su naturaleza metálica o no metálica.

Se consideran como metales aquellos elementos que se encuentran a la izquierda y en el centro de la tabla periódica y como no metales aquellos que se encuentran en el extremo derecho de dicha tabla. Cuando se comparan dos elementos, el más metálico es el que se encuentra más hacia la izquierda o más hacia la parte inferior de la tabla periódica.

Existen algunas reglas útiles basadas en el concepto del número de oxidación que permiten formular y nombrar a un gran número de compuestos.

El concepto del **número de oxidación** en química se fundamenta en base a la escritura de estructuras de moléculas e iones de acuerdo a Gilbert N. Lewis [12], al concepto de valencia [13] y a la electronegatividad de Linus Pauling [14].

Una vez establecida la existencia del átomo y la del núcleo atómico, en 1916 Gilbert N. Lewis [12], basado en la nula reactividad de los gases nobles recién descubiertos (en la última década del siglo XIX), y en el modelo atómico de Bohr de 1913, postuló que la estabilidad de los compuestos químicos se lograba cuando por compartición de electrones u otro mecanismo, cada elemento quedaba “saturado” por presentar un octeto de electrones externos o de valencia. Este postulado condujo a lo que hoy conocemos como las estructuras de Lewis.

La teoría de la valencia química fue desarrollada por Edward Frankland en 1852 (estudios referenciados por Benfey [13]). Los átomos de cada sustancia elemental tienen una capacidad de saturación determinada, de manera que sólo pueden combinar con un cierto número limitado de los átomos de otros elementos.

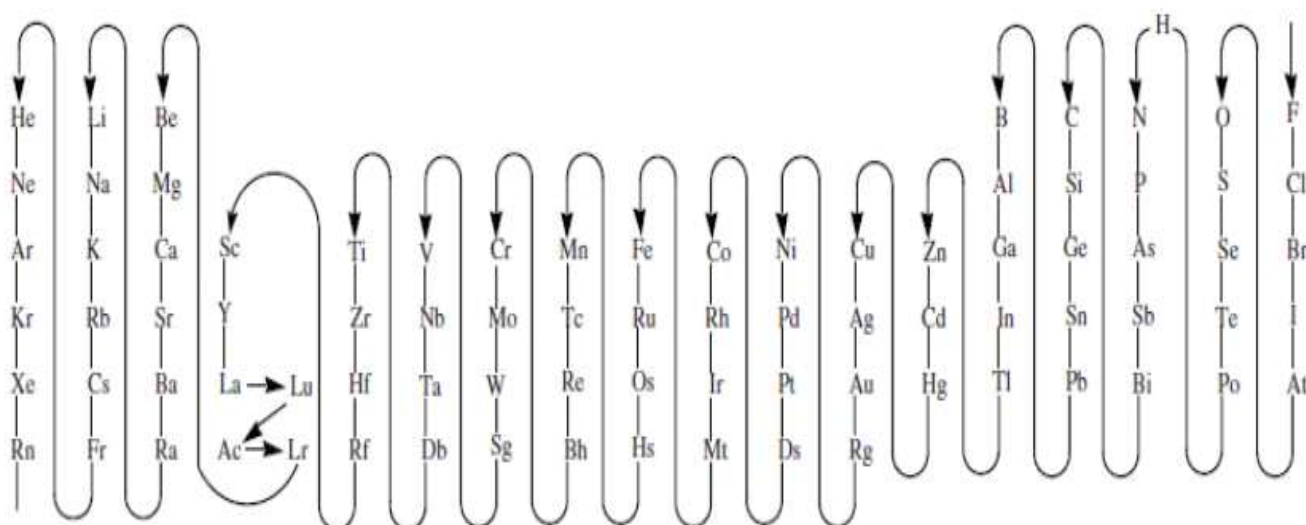
La **valencia** se interpreta entonces como el número de electrones más externos del átomo en cuestión, que participan en los enlaces de un compuesto químico. Muy pronto, el tema entra de lleno a la educación química [15,16].

Cada enlace covalente corresponde a la compartición de un electrón de valencia de un átomo con otro del segundo átomo. El enlace doble corresponde a la compartición de dos parejas electrónicas y el enlace triple a la de tres. Aparecen, además, los conceptos de par enlazante y de par solitario, que luego serían explicados magistralmente por Gillespie y Nyholm en su teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia, para explicar la geometría molecular [17-20].

Por otro lado, en 1932, Linus Pauling aprovecha los valores de la energía de

disociación de los enlaces sencillos, para introducir el trascendental concepto de la electronegatividad [14,21a], o tendencia de los átomos a polarizar hacia sí los electrones de los otros átomos con los que se encuentran unidos en una molécula o, como dice el mismo artículo de Pauling “*el poder de un átomo en una molécula de atraer los electrones hacia sí mismo*”.

Actualmente, de acuerdo con la IUPAC, para determinar cuál es el elemento más electronegativo se toma por convenio el orden establecido en la **figura 3.3**, siguiendo la flecha desde el flúor hasta el radón, que coincide aproximadamente con los valores de electronegatividad [21b].



**Figura 3.3. Secuencia de los elementos para formular y nombrar los compuestos químicos [21b]**

En la figura se observa que los grupos se toman en orden descendente y hacia abajo, dejando el hidrógeno entre los grupos 16 y 15. De acuerdo con lo escrito anteriormente se tiene que:

El **número de oxidación** es la carga que debería tener un átomo en una sustancia cuando el par de electrones en cada enlace que se forma se considera que pertenece al átomo más electronegativo.

Es necesario destacar que los cambios en el número de oxidación no deben interpretarse necesariamente como la transferencia real de electrones de un átomo a otro.

No siempre es válido aplicar un modelo de transferencia de electrones a una reacción de óxido-reducción. Con ello se comete la torpeza de sugerir que todos los enlaces covalentes son iónicos y en realidad esto no es cierto.

Por ejemplo, si el compuesto está formado por un ion monoatómico, como el cloruro de sodio, en el cual el par de electrones pertenece al átomo más electronegativo, el número de oxidación es igual a su carga iónica. El número de oxidación del átomo de sodio en el compuesto NaCl es igual a +1 y número de oxidación del átomo de cloro en dicho compuesto es igual -1.

Sin embargo, en una molécula donde sus enlaces son covalentes, el número de oxidación representa una carga hipotética.

Si consideramos la molécula de cloruro de hidrogeno (HCl), en esta molécula se le asignan, el par de electrones, al cloro por ser este más electronegativo que el hidrogeno. Esto implica que el átomo de hidrogeno al no asignársele el par de electrones tiene un número de oxidación de +1 y el cloro un número de oxidación de -1.

A continuación, ten la tabla 3.1. se muestran las reglas a seguir para obtener el número de oxidación de los átomos de un compuesto.

El conocimiento del número de oxidación es necesario para:

- Nombrar y formular una gran cantidad de compuestos químicos

- Determinar, en una reacción de oxidación reducción, qué elemento se está oxidando (semirreacción de oxidación) y qué elemento se está reduciendo (semirreacción de reducción).

**Tabla 3.1. Reglas para obtener el número de oxidación ( $N_{ox}$ ) de un elemento en un compuesto o ion [22]**

Regla	Ejemplos
1. El número de oxidación de cualquier elemento es cero	$H_2$ , $O_2$ , K, Cu, Ar
2. El número de oxidación de cualquier ion atómico es igual a su carga	ion bromuro $Br^-$ , $N_{ox} = 1-$ ion plata $Ag^+$ , $N_{ox} = 1+$
3. El número de oxidación del hidrógeno es por definición 1, positivo cuando se combina con elementos de los grupos 16 o 17 y negativo en los demás grupos.	$CH_4$ , hidrógeno $N_{ox} = 1+$ $NaH$ , hidrógeno $N_{ox} = 1-$
4. El número de oxidación del oxígeno siempre es 2-, excepto en los peróxidos, donde es 1-	$H_2O$ , oxígeno $N_{ox} = 2-$ $H_2O_2$ , oxígeno $N_{ox} = 1-$
5. La suma de los números de oxidación de todos los elementos de un compuesto debe ser cero y los de un ion suman la carga de este	$H_2O$ , $2(1+) + 1(2-) = 0$ $CO_3^{2-}$ , $1(4+) + 3(2-) = 2-$
6. En las combinaciones binarias o ternarias entre metales y no-metales, el metal tiene $N_{ox}$ positivo y, por lo general, igual al grupo de la tabla periódica donde se encuentra	

Las sustancias inorgánicas se pueden clasificar en:



**Figura 3.4. Clasificación de las sustancias inorgánicas [Del Autor]**

### 3.2.1. Nomenclatura de especies homoatómicas o simples

Estas sustancias están constituidas por una sola clase de átomos y se clasifican en dos grupos según su estructura molecular: sustancias con fórmula molecular definida y sustancias con fórmula molecular indefinida.

Por lo que la forma como se nombran estas sustancias va a depender de si presentan una fórmula molecular definida o una fórmula molecular indefinida.

#### 3.2.1.1. Nomenclatura de sustancias simples con fórmula molecular definida

Estas sustancias están conformadas por moléculas discretas, de pocos átomos, aunque todos de la misma clase. Para nombrarlas se utilizan los prefijos multiplicadores (mono, di, tri...) para indicar el número de átomos que forman la molécula.

**Tabla 3.2. Nombre de sustancias simples con fórmula molecular definida**  
[Del Autor]

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre alternativo aceptado
H <sub>2</sub>	dihidrógeno	Tradicionalmente se han usado los nombres de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor, cloro, bromo y yodo para indicar las sustancias formadas por moléculas diatómicas ya que así se encuentran en su estado natural. Aunque sólo se admite el nombre de oxígeno, los demás son muy utilizados
F <sub>2</sub>	diflúor	
Cl <sub>2</sub>	dicloro	
Br <sub>2</sub>	dibromo	
I <sub>2</sub>	diyodo	
N <sub>2</sub>	dinitrógeno	
O <sub>2</sub>	dioxígeno	oxígeno
O <sub>3</sub>	trioxígeno	ozono
P <sub>4</sub>	tetrafósforo	fósforo blanco
S <sub>6</sub>	hexaazufre	



Los gases nobles son sustancias simples monoatómicas y se nombran: Neón = Ne; Argón =Ar; Kriptón = Kr; Xe = xenón; Radón =Rn

### 3.2.1.2. Nomenclatura de sustancias simples con formula molecular indefinida

Estas sustancias presentan estructuras simples reticulares o de red covalente y metálicas y se nombran tal como aparecen sus elementos en la tabla periódica.

**Tabla 3.3. Nombre de sustancias simples con formula molecular indefinida [Del Autor]**

Fórmula	Nombre sistemático	Estructura de la sustancia
C	Diamante	Reticular
	Grafito	
	Grafeno	
Si	Silicio	
Fe	Hierro	Metálica
Au	Oro	
Na	Sodio	
Zn	Cinc	
Al	Aluminio	

### 3.2.2. Nomenclatura de cationes

Los cationes son especies mono o poliatómicas con carga positiva.

De acuerdo a la IUPAC, los cationes monoatómicos se formulan con el símbolo del elemento que aparece en la tabla periódica y se lo coloca como superíndice, el número de carga (número de electrones que ha perdido seguido del símbolo +) y se nombran con el nombre del elemento seguido del número de carga entre paréntesis, sin dejar espacio:  $\text{Cu}^{2+}$ , catión cobre(2+);  $\text{Fe}^{+3}$ , catión hierro(3+). Se puede prescindir del número de carga si sólo hay un valor para un catión: K, catión potasio;  $\text{Ba}^{2+}$ , catión bario;  $\text{Al}^{+3}$ , catión aluminio [11].

En el caso de los cationes monoatómicos el número de oxidación coincide con el número de carga. Por lo tanto, otra forma de nombrar los cationes monoatómicos es sustituir el número de carga por el número de oxidación que se escribirá con números romanos prescindiendo del signo +. Si un elemento sólo tiene un número de oxidación, no es necesario ponerlo.

**Tabla 3.4. Nombre de cationes de acuerdo con la IUPAC [Del Autor]**

Fórmula	Nombre	
	Con nº de carga	Con nº de oxidación
$\text{H}^+$	catión hidrógeno	catión hidrógeno
$\text{Na}^+$	catión sodio	catión sodio
$\text{Cu}^+$	catión cobre(1+)	catión cobre(I)
$\text{Cu}^{2+}$	catión cobre(2+)	catión cobre(II)
$\text{Hg}^{2+}$	catión mercurio(2+)	catión mercurio(II)
$\text{Hg}_2^{2+}$	catión dimercurio(2+)	catión dimercurio(I)

También puede nombrarse los cationes monoatómicos de acuerdo con el sistema tradicional: cuando un elemento puede formar dos cationes relativamente comunes (con dos estados de oxidación respectivamente diferentes), se usan los sufijos -oso- e -ico- unidos a la raíz del nombre del elemento para indicar respectivamente, el más bajo y el más alto estados de oxidación. Así al ion  $\text{Fe}^{2+}$ , se le denomina ion ferroso y al ion  $\text{Fe}^{3+}$ , ion férrico [11].

**Tabla 3.5. Nombre de cationes de acuerdo con el sistema tradicional [Del Autor]**

<b>Cationes monoatómicos</b>		
<b>Fórmula</b>	<b>Nombre</b>	
		<b>nº de oxidación</b>
$\text{Co}^{2+}$	cación cobaltoso	2+
$\text{Co}^{3+}$	cación cobáltico	3+
$\text{Ni}^{2+}$	cación níqueloso	2+
$\text{Ni}^{3+}$	cación níquelico	3+
<b>Cationes poliatómicos</b>		
$\text{H}_3\text{O}^+$	cación oxonio	
$\text{NH}_4^+$	cación amonio	

Estas especies juegan un papel fundamental en diversos procesos químicos, biológicos e industriales:

- En procesos biológicos, por ejemplo los cationes sodio y potasio son cruciales para la transmisión de impulsos nerviosos y la contracción muscular.
- En la industria, por ejemplo los cationes de metales como el hierro son importantes en procesos de galvanoplastia y en la fabricación de baterías.

### 3.2.3. Nomenclatura de los compuestos binarios

Los compuestos binarios son aquellos que forman entre dos elementos diferentes.

Para formular un compuesto binario, se debe colocar siempre en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo y en segundo lugar el del elemento más electronegativo (de acuerdo con lo indicado en la figura 3.3), indicando mediante subíndices la proporción que existe entre ellos.

Para nombrar un compuesto binario, el elemento más electronegativo se debe nombrar de primero y terminado en *-uro* y el elemento menos electronegativo (elemento electropositivo) se debe nombrar después sin cambiar el nombre.

Si el elemento más electronegativo es el oxígeno, entonces el compuesto debe recibir el nombre de óxido.

De acuerdo con esta regla, los compuestos binarios se nombran en orden contrario a como aparecen en la fórmula y para indicar la proporción que existen entre ellos se utilizan prefijos, teniendo en cuenta que el prefijo *mono* se omite, salvo en el caso de que exista más de un compuesto con los mismos elementos, como, por ejemplo: monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

Los compuestos binarios se clasifican en: hidruros, óxidos y otra variedad de compuestos binarios.

#### 3.2.3.1. Nomenclatura de los hidruros

Son los compuestos que resultan de las combinaciones del hidrógeno con los demás elementos.

El número de oxidación del hidrógeno es 1+ cuando este se combina con elementos de los grupos 16 o 17 y su número de oxidación es (1-) cuando se combina con los elementos presentes en los demás grupos pertenecientes a la tabla periódica.

Los compuestos que se forman entre el hidrógeno y los elementos de los grupos 6 y 7, conociendo que el número de oxidación del hidrógeno es (1+), se formulan escribiendo primero el H con un subíndice igual al número de carga o de oxidación del otro elemento y luego el otro elemento que es electronegativo, teniendo en cuenta que se deben nombrar al contrario de cómo se escriben, terminando siempre el elemento electronegativo con el sufijo -uro.

Lo contrario a lo expuesto anteriormente se aplica a los compuestos que se forman entre el hidrógeno y los elementos de los grupos distintos al de los grupos 6 y 7.

Es decir, se formulan escribiendo primero el elemento electropositivo y luego el hidrógeno ya que en estos compuestos el número de oxidación del hidrógeno es (1-) y este actúa como el elemento electronegativo, siguiendo la regla general de formulación que indica que se escribirá siempre a la izquierda el elemento menos electronegativo (cargado positivamente) y a la derecha el más electronegativo (cargado negativamente) y se nombrará al contrario como se escriben.

Estos compuestos son utilizados en una gran variedad de aplicaciones en la vida cotidiana, desde la industria química hasta la medicina y la electrónica.

Se emplean en la industria química, en la producción de productos químicos como el amoníaco, el metanol y el etanol. En la medicina, son utilizados en la producción de anestésicos y sedantes y en la electrónica, los hidruros son utilizados en la producción de dispositivos semiconductores y células solares.

**Tabla 3.6. Nomenclatura de los hidruros [Del Autor]**

Fórmula	Nombre con prefijos	Nombre con n° de oxidación	Disuelto en agua
NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio	
CaH <sub>2</sub>	(di)hidruro de calcio	(di)hidruro de calcio	
FeH <sub>2</sub>	dihidruro de hierro	hidruro de hierro(II)	
FeH <sub>3</sub>	trihidruro de hierro	hidruro de hierro(III)	
BH <sub>3</sub>	trihidruro de boro	hidruro de boro(III)	
SiH <sub>4</sub>	tetrahidruro de silicio	hidruro de silicio(IV)	
PH <sub>3</sub>	trihidruro de fósforo	hidruro de fósforo(III)	
H <sub>2</sub> S	sulfuro de (di)hidrógeno	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
H <sub>2</sub> Se	selenuro de (di)hidrógeno	selenuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
H <sub>2</sub> Te	telururo de (di)hidrógeno	telururo de hidrógeno	ácido telurhídrico
HF	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	bromuro de hidrógeno	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico

Los hidruros de nitrógeno (NH<sub>3</sub>) y del oxígeno (H<sub>2</sub>O), se siguen llamando amoníaco y agua respectivamente.

### 3.2.3.2. Nomenclatura de los óxidos

Un óxido es un compuesto que resulta de la combinación binaria de un elemento con el oxígeno. El número de oxidación del oxígeno o el de carga, en su caso, es (2-). Los de los otros elementos vienen definidos por el grupo a que pertenecen en la tabla periódica, y pueden tomar más de un valor ya que algunos elementos forman varios óxidos distintos.

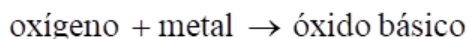
Se nombran con la palabra óxido seguida del elemento que acompaña al oxígeno. Cuando este elemento forma varios óxidos existen dos formas de diferenciarlos:

- Con prefijos, a través de los cuales se indican el número de átomos que se representan en la fórmula. El prefijo mono se utiliza para diferenciar entre otros óxidos formados por el mismo elemento. Si un elemento sólo puede formar un óxido se puede prescindir de ponerle prefijos.
- Con los números de carga o de oxidación: indicando los del elemento que acompaña al oxígeno.

Los óxidos se formulan escribiendo primero el elemento con el subíndice 2, que es el número de oxidación o carga del oxígeno, y seguidamente el oxígeno con un subíndice correspondiente al del otro elemento. Si éste es par se simplifican ambos subíndices dividiendo por dos.

Dependiendo si el elemento que se combina con el oxígeno es un metal o no metal, los óxidos se clasifican en: óxidos básicos y óxidos ácidos (anhidridos ácidos).

Los **óxidos básicos** también llamados óxidos metálicos, son aquellos que resultan de la combinación del oxígeno con elementos metálicos:

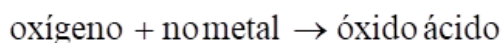


Se les denomina óxidos básicos debido a que sus disoluciones acuosas son básicas.

También porque reaccionan con ácidos para formar una sal y agua por medio de una reacción de neutralización ácido-base.

Los óxidos básicos son muy comunes. De hecho, la mayoría de los metales en la naturaleza se encuentran en los suelos en forma de óxidos y son de gran importancia para la industria. Muchos pigmentos de colores utilizados en la industria son óxidos básicos.

Los **óxido; ácido; o anhídrido; ácido;** son aquellos que resultan de las combinaciones del oxígeno con los elementos no metálicos:



Estos óxidos ácidos son empleados en la industria con diferentes fines. Por ejemplo, el dióxido de carbono se usa en la producción de bebidas gasificadas. Algunos otros, son tóxicos, como el monóxido de carbono, que tantas muertes ha causado asociado al uso de estufas con combustión incompleta en ambientes cerrados.

En la **tabla 3.7** se muestran como se formulan y nombran algunos óxidos de acuerdo con la nomenclatura sistemática de composición.

De acuerdo con la nomenclatura tradicional, cuando un metal presenta dos números de oxidación diferentes, para designar el óxido se emplean las terminaciones oso (para el elemento de menor número de oxidación) e ico (para el de mayor número de oxidación).

Cuando el elemento que puede formar un óxido tiene tres estados de oxidación, se emplean el prefijo hipo y el sufijo oso para el óxido donde el elemento tiene el menor número de oxidación, los sufijos oso e ico (para el elemento con el número de oxidación intermedio y con número de oxidación mayor).



**Tabla 3.7. Nombre de óxidos de acuerdo con la nomenclatura sistemática de composición [21b]**

Fórmula	Nombre con prefijos	Nombre con n° de oxidación	Nombre con n° de cargas
Na <sub>2</sub> O	óxido de disodio	óxido de sodio	óxido de sodio
MgO	óxido de magnesio	óxido de magnesio	óxido de magnesio
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	(tri)óxido de (di)aluminio	óxido de aluminio	óxido de aluminio
FeO	monóxido de hierro	óxido de hierro(II)	óxido de hierro(2+)
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dihierro	óxido de hierro(III)	óxido de hierro(3+)
HgO	monóxido de mercurio	óxido de mercurio(II)	Óxido de mercurio(2+)
Hg <sub>2</sub> O	óxido de dimercurio	óxido de dimercurio(I)	Oxido de dimercurio(2+)
MnO <sub>2</sub>	dióxido de manganeso	óxido de manganeso(IV)	
CO	monóxido de carbono	óxido de carbono(II)	
CO <sub>2</sub>	dióxido de carbono	óxido de carbono(IV)	
SiO <sub>2</sub>	dióxido de silicio	óxido de silicio(IV)	
NO	monóxido de nitrógeno	óxido de nitrógeno(II)	
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	trióxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(III)	
NO <sub>2</sub>	dióxido de nitrógeno	óxido de nitrógeno(IV)	
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentaóxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(V)	
SO <sub>2</sub>	dióxido de azufre	óxido de azufre(IV)	
SO <sub>3</sub>	trióxido de azufre	óxido de azufre(VI)	

Nota: Los números de carga sólo se utilizan cuando las sustancias son iónicas, es decir, en las que existen cationes y aniones. Por ello, en la última columna sólo se recogen este tipo de sustancias.

**Tabla 3.8. Nomenclatura de óxidos de acuerdo con la nomenclatura tradicional [21b]**

Fórmula	Nombre (menor nº de oxidación)	Fórmula	Nombre (nº de oxidación intermedio)	Fórmula	Nombre (mayor nº de oxidación)
FeO	óxido ferroso			Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido férrico
TeO <sub>2</sub>	óxido teluroso			TeO <sub>3</sub>	óxido telúrico
Cu <sub>2</sub> O	óxido cuproso			CuO	óxido cúprico
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido arsenoso			As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	óxido arsénico
SO	óxido hiposulfuroso	SO <sub>2</sub>	óxido sulfuroso	SO <sub>3</sub>	óxido sulfúrico
CrO	óxido hipocromoso	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido cromoso	Cr <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	óxido crómico

En el agua ordinaria, H<sub>2</sub>O, el oxígeno tiene un número de oxidación de -2. En el agua oxigenada, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, el número de oxidación del oxígeno es -1.

El ion O<sub>2</sub><sup>2-</sup> se llama ion peróxido. Los peróxidos resultan de sustituir los dos hidrógenos del agua oxigenada por elementos metálicos.

Los peróxidos son ampliamente utilizados en la industria, la medicina y la investigación, pero también pueden ser peligrosos para la salud humana si se manejan de manera incorrecta.

**Tabla 3.9. Nombre de los peróxidos de acuerdo con la nomenclatura sistemática de composición [21b]**

<b>Fórmula</b>	<b>Nombre con prefijos</b>	<b>Nombre con nº de carga</b>	<b>Alternativo aceptado</b>
Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	dióxido de (di)sodio	dióxido(2-) de sodio	peróxido de sodio
CaO <sub>2</sub>	dióxido de calcio	dióxido(2-) de calcio	peróxido de calcio
ZnO <sub>2</sub>	dióxido de cinc	dióxido(2-) de cinc	peróxido de cinc
CuO <sub>2</sub>	dióxido de cobre	dióxido(2-) de cobre(2+)	peróxido de cobre(2+)
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	dióxido de dihidrógeno		peróxido de hidrógeno

### 3.2.3.3. Otra variedad de compuestos binarios

En estos compuestos binarios distintos de los hidruros y óxidos, el elemento electronegativo actúa normalmente con una sola carga negativa, como se muestra a continuación:

<b>Grupo</b>	<b>13</b>	<b>14</b>	<b>15</b>	<b>16</b>	<b>17</b>
<b>Nº de carga</b>	<b>-3</b>	<b>-4</b>	<b>-3</b>	<b>-2</b>	<b>-1</b>

Estos compuestos binarios por lo general se forman se forman por la combinación de un hidrácido con una base. Más adelante se describirá en que consisten estas sustancias químicas.

**Tabla 3.10. Nombre de otra variedad de compuestos binarios de acuerdo con la nomenclatura sistemática de composición [Del Autor]**

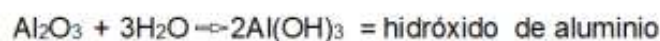
Fórmula	Nombre con prefijos	Nombre con n° de oxidación	Nombre con n° de cargas
BrF	monofloruro de bromo	floruro de bromo(I)	
IF <sub>7</sub>	heptafloruro de iodo	floruro de iodo(VII)	
MgF <sub>2</sub>	difloruro de magnesio	floruro de magnesio	
SF <sub>6</sub>	hexafloruro de azufre	floruro de azufre(VI)	
CuBr	monobromuro de cobre	bromuro de cobre(I)	bromuro de cobre(1+)
CuCl <sub>2</sub>	dicloruro de cobre	cloruro de cobre(II)	cloruro de cobre(2+)
MnS	monosulfuro de manganeso	sulfuro de manganeso(II)	sulfuro de manganeso(2+)
Mn <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	trisulfuro de dimanganeso	sulfuro de manganeso(III)	sulfuro de manganeso(3+)
CoSe	monoselenuro de cobalto	selenuro de cobalto(II)	selenuro de cobalto(2+)
Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	dinitruro de tricalcio	nitruro de calcio	nitruro de calcio
CrB	monoboruro de cromo	boruro de cromo(III)	boruro de cromo(3+)
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	trisulfuro de diantimonio	sulfuro de antimonio(III)	

### 3.2.4. Nomenclatura de los hidróxidos

Estas sustancias son combinaciones de cationes con el anión hidróxido, OH<sup>-</sup>, cuyo número de carga es 1-. Se les denominan también como bases.

Las bases se obtienen por la reacción de los óxidos metálicos con el agua.

#### Ejemplos:



Como se mostró en el ejemplo anterior, estas sustancias se nombran como hidróxidos del catión que acompaña, de acuerdo a las nomenclaturas que ya se han usado para los binarios anteriormente en este libro.

Se formulan colocando primero el catión, sin la carga, y luego tantos grupos OH como número de carga tenga el catión.

Las propiedades físicas de los hidróxidos también influyen en su carácter y utilización. Dependiendo del ion metálico y de las condiciones externas, los hidróxidos pueden existir como sólidos, líquidos o gases.

Los hidróxidos son indispensables en diversas industrias y aplicaciones.

Se utilizan en productos medicinales, como fármacos y tratamientos médicos.

Se emplean en el proceso de fabricación del papel para disolver lignina y separar las fibras de celulosa.

Se usan en la fabricación de algunos tipos de alimentos, así como, la producción de otros compuestos químicos, como el cloruro de sodio, a partir de la salmuera, en la purificación del agua potable y en el tratamiento de aguas residuales.

**Tabla 3.11. Nombre de hidróxidos de acuerdo con la nomenclatura sistemática de composición [Del Autor]**

Fórmula	Nombre con prefijos	Nombre con nº de oxidación	Nombre con nº de cargas
NaOH	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
KOH	hidróxido de potasio	hidróxido de potasio	hidróxido de potasio
Ca(OH) <sub>2</sub>	dihidróxido de calcio	hidróxido de calcio	
Fe(OH) <sub>2</sub>	dihidróxido de hierro	hidróxido de hierro(II)	hidróxido de hierro(2+)
Fe(OH) <sub>3</sub>	trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro(III)	hidróxido de hierro(3+)
CuOH	hidróxido de cobre	hidróxido de cobre(I)	hidróxido de cobre(2+)
Cu(OH) <sub>2</sub>	dihidróxido de cobre	hidróxido de cobre(II)	hidróxido de cobre(2+)
Cr(OH) <sub>3</sub>	trihidróxido de cromo	hidróxido de cromo(III)	hidróxido de cromo(3+)
NH <sub>4</sub> OH	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio

### 3.2.5. Nomenclatura de los ácidos y aniones derivados

Un **ácido** se define como una sustancia que libera iones hidrogeno (H<sup>+</sup>) cuando se disuelve en agua: Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrogeno, así como un grupo aniónico.

Según la definición de Bronsted -Lowry, *ácido es toda sustancia capaz de ceder protones, (H<sup>+</sup>)*. En las fórmulas de todos los ácidos el elemento hidrogeno se escribe en primer lugar. Hay dos clases de ácidos: **ácidos hidrácidos y oxácidos**:

**A) Ácidos hidrácidos:** estos compuestos se forman por la combinación del hidrogeno con un elemento no metal (hidruros de los elementos de los grupos VI y VII). Por lo tanto, se nombran de acuerdo con la nomenclatura de los hidruros indicada anteriormente (Tabla 3.6).

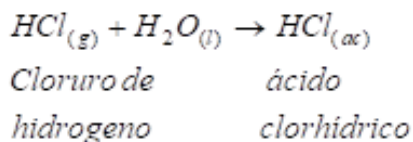
Cuando estas sustancias están disueltas en agua, de acuerdo con la nomenclatura tradicional se emplean la palabra genérica **ácido** seguida del nombre en latín del elemento no metálico con la terminación **hídrico**. A los hidrácidos se les considera como los hidruros de los elementos de los grupos VI y VII.

**Ejemplos:**

H <sub>2</sub> S	ácido sulfhídrico
HI	ácido yodhídrico
HBr	ácido bromhídrico
HF	ácido fluorhídrico
HCl	ácido clorhídrico

**Nota:** HX (**X**= F, Cl; Br, I) en estado gaseoso no es un ácido; en agua se disocia para producir iones H<sup>+</sup>, su solución acuosa se llama ácido.

**Ejemplo:**



Un hidrácido se disocia dando origen a uno o varios cationes hidrógeno(1+) mas un anión.

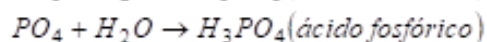
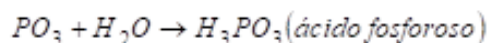
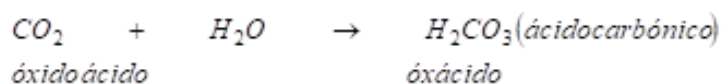
Por cada catión hidrógeno(1+) perdido por el ácido, el anión adquiere una carga negativa. De esta forma conociendo los ácidos se pueden formular sin dificultad tanto los aniones que pueden formar, como las sales que, a su vez, forman con los cationes.

**Tabla 3.12. Nombre de los hidrácidos y sus aniones de acuerdo con la Nomenclatura sistemática de composición y tradicional [Del Autor]**

<b>Fórmula</b>	<b>Nombre con prefijos</b>	<b>Nombre tradicional en disolución</b>	<b>Aniones</b>
H <sub>2</sub> S	sulfuro de (di)hidrógeno	ácido sulfhídrico	HS <sup>-</sup> (hidrógenosulfuro) S <sup>2-</sup> (sulfuro)
H <sub>2</sub> Se	selenuro de (di)hidrógeno	ácido selenhídrico	HSe <sup>-</sup> (hidrógenoselenuro) Se <sup>2-</sup> (selenuro)
H <sub>2</sub> Te	teluro de (di)hidrógeno	ácido telurhídrico	HTe <sup>-</sup> (hidrógenoteluro) Te <sup>2-</sup> (teluro)
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico	F <sup>-</sup> (fluoruro)
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico	Cl <sup>-</sup> (cloruro)
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico	Br <sup>-</sup> (bromuro)
HI	ioduro de hidrógeno	ácido yodhídrico	I <sup>-</sup> (yoduro)

**B) Ácidos oxácidos:** son aquellos que contienen hidrógeno, un no metal (el átomo central) y oxígeno. Son ácidos ternarios que resultan de la combinación de un óxido ácido con el agua; por tanto, son combinaciones de hidrógeno, oxígeno y un no metal.



**Ejemplos:**

De acuerdo con la nomenclatura tradicional, la palabra ácido va seguida del nombre del no metal y por los prefijos o sufijos que se añaden según el número de oxidación del no metal y los aniones derivados se nombran cambiando la terminación oso por ito o ico por ato, tal como se muestra a continuación:

Nº oxidación	Prefijo	Sufijo	Sufijo anión
Menor	hipo-	-oso	-ito
		-oso	-ito
		-ico	-ato
Mayor	per-	-ico	-ato

De acuerdo con la IUPAC, se aplica la nomenclatura de hidrógeno, la cual consiste en nombrar al ácido oxácido comenzando con hidrogeno y el prefijo que indique su número en la fórmula, después, sin dejar espacios y entre paréntesis, óxido y el nombre del átomo central terminado en ato, ambos con los prefijos que indicarán el número de cada uno (si el número de cualquiera de ellos es uno, no se pone).

Para los aniones se elimina el término y se coloca al final el número de carga del ion que será igual que el número de átomos de hidrógeno que ha perdido el ácido.

**Tabla 3.13. Nombre de algunos oxácidos y sus aniones de acuerdo con la Nomenclatura tradicional y la nomenclatura de hidrógeno [Del Autor]**

Fórmula	Nombre Nomenclatura tradicional	Nombre Nomenclatura de hidrógeno	Anión Nomenclatura tradicional	Anión Nomenclatura de hidrógeno
HClO	ácido hipocloroso	hidrógeno(oxidoclorato)	ClO <sup>-</sup> (hipoclorito)	oxidoclorato(1-)
HClO <sub>2</sub>	ácido cloroso	hidrógeno(dioxidoclorato)	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (clorito)	dioxidoclorato(1-)
HClO <sub>3</sub>	ácido clórico	hidrógeno(trioxidoclorato)	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (clorato)	trioxidoclorato(1-)
HClO <sub>4</sub>	ácido perclórico	hidrógeno(tetraoxidoclorato)	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (perclorato)	tetraoxidoclorato(1-)
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ácido sulfuroso	dihidrógeno(trioxidosulfato)	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (hidrógenosulfito)	hidrógeno(trioxidosulfato)(-1)
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ácido sulfuroso	dihidrógeno(trioxidosulfato)	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (sulfito)	trioxidosulfato(2-)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ácido sulfúrico	dihidrógeno(tetraoxidosulfato)	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (hidrógenosulfato)	hidrógeno(tetraoxidosulfato)(1-)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ácido sulfúrico	dihidrógeno(tetraoxidosulfato)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (sulfato)	tetraoxidosulfato(2-)
HNO <sub>2</sub>	ácido nitroso	hidrógeno(dioxidonitrato)	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (nitrito)	dioxidonitrato(1-)
HNO <sub>3</sub>	ácido nítrico	hidrógeno(trioxidonitrato)	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (nitrato)	trioxidonitrato(1-)
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	ácido fosforoso	trihidrógeno(trioxidofosfato)	PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> (fosfito)	trioxidofosfato(3-)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ácido fosfórico	trihidrógeno(tetraoxidofosfato)	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> (fosfato)	tetraoxidofosfato(3-)

Existe una familia de ácidos oxácidos los cuales se forman con el azufre, por lo que se requiere de un esfuerzo memorístico para poder fijarlos cuando se utiliza la nomenclatura tradicional establecida por la **IUPAC**:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional <i>IUPAC</i>
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ácido trioxodisulfúrico (II)	Ácido piro-sulfúrico
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	Ácido hexaoxodisulfúrico (V)	Ácido ditiónico
H <sub>2</sub> S <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Ácido tetraoxotrisulfúrico (II)	Ácido tetratiónico
H <sub>2</sub> SO <sub>5</sub>	Ácido Pentaóxosulfúrico (IV)	Ácido peroximonosulfúrico

### 3.2.6. Nomenclatura de las sales

Una sal es el producto de la reacción entre un ácido y una base: en esta reacción también se produce agua: en términos muy generales, este tipo de reacción se puede escribir como:



#### Ejemplo:



Se observa que el ácido dona un H<sup>+</sup> a cada OH<sup>-</sup> de la base para formar H<sub>2</sub>O y segundo que la combinación eléctricamente neutra del ion positivo Na<sup>+</sup>, de la base y el ion negativo del ácido, Cl<sup>-</sup>, es lo que constituye la sal (es decir, las sales se forman por la unión de cationes y aniones).

Es importante tener en cuenta que el elemento metálico, Na<sup>+</sup>, se escribe primero y luego el no metálico, Cl<sup>-</sup>.

También se considera una sal al compuesto resultante de sustituir total o parcialmente los hidrógenos ( $H^+$ ) de un ácido por metales: las sales se dividen en:

- **Sales neutras.** Estos compuestos resultan de la sustitución total de los hidrógenos ( $H^+$ ) por un metal.

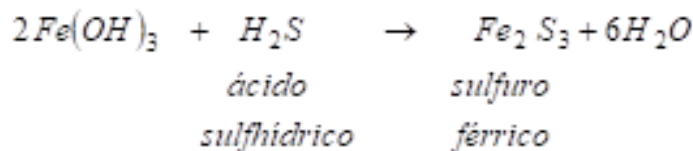
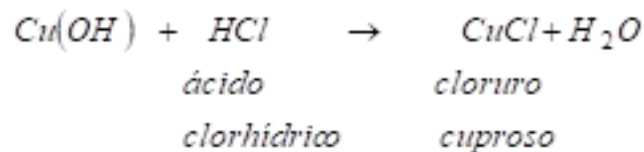
El nombre que recibe la sal se deriva del ácido del cual procede; las terminaciones cambian según la nomenclatura tradicional que hemos visto hasta ahora.

- **Sales haloideas o haluros.** Se forman por la combinación de un hidrácido con una base.

De acuerdo con la **IUPAC** en la fórmula se escribe primero el metal y luego el no metal (con la menor valencia) y se intercambian las valencias.

Los haluros se nombran de acuerdo con la nomenclatura tradicional que se ha expuesto ahora.

### Ejemplos:

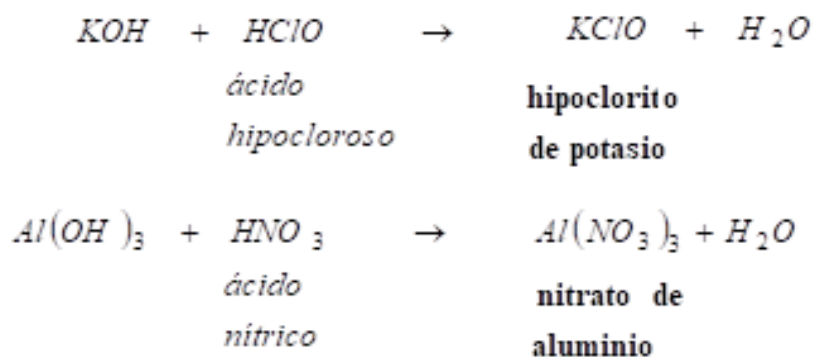


- **Oxisales.** Se forman por la combinación de un oxácido con una base. En la fórmula se escribe primero el metal, luego el no metal y el oxígeno.

Al metal se le coloca como subíndice la valencia del radical (parte del oxácido sin el hidrogeno) que depende del número de hidrógenos del ácido.

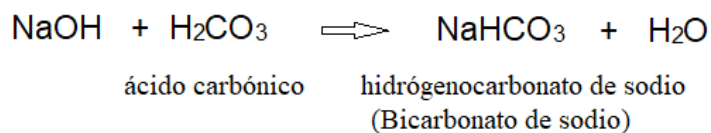
Las oxisales se nombran siguiendo la nomenclatura sistemática de composición y/o tradicional

**Ejemplo:**



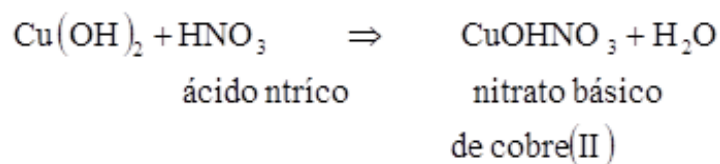
- **Sales ácidas.** Resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos del ácido por el metal. En la fórmula se escribe primero el metal, luego el hidrogeno y después el radical.

**Ejemplo:**



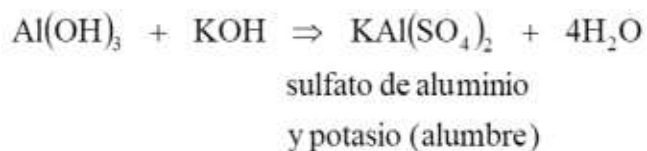
- **Sales básicas.** Resultan de la sustitución parcial de los hidróxidos (OH) de las bases por no metales. Se aplican las reglas generales para nombrar oxisales, pero se coloca la palabra básica entre el nombre del radical y el metal.

**Ejemplo:**



- **Sales dobles.** Se obtienen sustituyendo los hidrógenos de ácido por más de un metal en la fórmula se escribe los dos metales en orden de electropositividad y luego el radical. Se da el nombre del radical seguido de los nombres de los metales respectivos.

**Ejemplo:**



Las sales tienen una amplia variedad de aplicaciones en diferentes industrias y aspectos de la vida cotidiana, tales como:

- Alimentación
- Industria química
- Tratamiento de aguas
- Procesamiento de metales
- Productos farmacéuticos
- . Producción de detergentes

**Tabla 3.14. Nombre de algunas sales con la nomenclaturas tradicional y sistemática con nombres de hidrógeno [Del Autor]**

Fórmula	Nombre tradicional aceptado	Nombre sistemático
$\text{KMnO}_4$	permanganato de potasio	tetraoxidomanganato de potasio
$\text{K}_2\text{SO}_3$	sulfito de potasio	trioxidosulfato de dipotasio
$\text{KClO}$	hipoclorito de potasio	oxidoclorato de potasio
$\text{KHS}$	hidrógenosulfuro de potasio	hidrógenosulfuro de potasio
$\text{K}_2\text{HPO}_4$	hidrógenofosfato de potasio	hidrogeno(tetraoxidofosfato) de dipotasio
$\text{KH}_2\text{PO}_4$	dihidrógenofosfato de potasio	dihidrógeno(tetraoxidofosfato) de potasio
$\text{NH}_4\text{ClO}_2$	clorito de amonio	dioxidoclorato de amonio
$\text{Cu}(\text{ClO}_3)_2$	clorato de cobre(II)	bis(trioxidoclorato) de cobre
$\text{Pt}(\text{ClO}_4)_4$	perclorato de platino(IV)	tetraquis(tetraoxidoclorato) de platino
$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$	sulfito de aluminio	tris(trioxidosulfato) de dialuminio
$\text{NaHCO}_3$	hidrógenocarbonato de sodio	hidrógeno(trioxidocarbonato) de sodio
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	dihidrógenofosfato de calcio	bis[dihidrógeno(tetraoxidofosfato)] de calcio
$\text{Ag}_3\text{PO}_3$	fosfito de plata	trioxidofosfato de triplata

### 3.3. Nomenclatura orgánica

Los compuestos orgánicos se caracterizan como se dijo anteriormente por tener el elemento carbono unido al elemento hidrógeno, entre sus elementos que la conforman.

En química orgánica no se suele utilizar formulas moleculares complejas debido a que es frecuente encontrar una gran variedad de sustancias que responden a una misma fórmula (isómeros). Por lo tanto, se suele utilizar formulas estructurales para la caracterización de las sustancias orgánicas.

El elemento carbono en las sustancias orgánicas forma enlace covalente con los demás elementos debido a que la diferencia de electronegatividad con ellos es mucho menor a 1,7.

Entre los compuestos orgánicos mas sencillos se encuentran una familia de compuestos que contienen solamente carbono e hidrógeno denominados hidrocarburos.

Dentro de esta familia de sustancias orgánicas, los hidrocarburos saturados son los mas inertes, por ser sus enlaces sencillos y no polares ( $< 0,4$ ).

El resto de las familias de compuestos orgánicos se caracterizan por poseer grupos funcionales específicos, entendiéndose como grupo funcional, la unidad responsable de la reactividad química del compuesto orgánico bajo ciertas condiciones experimentales [23,24].

En química orgánica, los compuestos orgánicos se agrupan en grupos de sustancias que presentan idénticas propiedades químicas que se llaman funciones y que reciben nombres relacionados con su grupo función.

Las reglas de la IUPAC para nombrar y organizar a los compuestos orgánicos se basan fundamentalmente en los grupos funcionales que estos poseen.

La tabla 3.15 muestra la clasificación que se tiene de los compuestos orgánicos en base a sus grupos funcionales, exceptuando los hidrocarburos por no poseer estos un grupo funcional.



**Tabla 3.15. Clasificación de los compuestos orgánicos de acuerdo con su grupo funcional [Del Autor]**

Grupo funcional	Nombre grupo funcional	Fórmula general	Función (clase de compuesto)	Ejemplo	Nombre
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagdown \end{array}$	Alqueno	$\text{R} - \text{CH} = \text{CH} - \text{R}'$	Alquenos u olefinas	$\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$	Propeno
$-\text{C} \equiv \text{C}-$	Alquino	$\text{R} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{R}'$	Alquinos	$\text{CH}_3\text{C} \equiv \text{CH}$	Propino
$-\text{X}$	Haluro	$\text{R} - \text{X}$	Derivados halogenados	$\text{CH}_3\text{Cl}$	Clorometano
$-\text{OH}$	Hidroxilo	$\text{R} - \text{OH}$	Alcoholes	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Etanol
$-\text{O}-$	Oxi	$\text{R} - \text{O} - \text{R}'$	Éteres	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$	Etilmetiléter
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Carbonilo	$\text{R} - \text{CHO}$	Aldehidos	$\text{CH}_3\text{CHO}$	Etanal
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagdown \end{array}$	Carbonilo	$\text{R} - \text{CO} - \text{R}'$	Cetonas	$\text{CH}_3\text{COCH}_3$	Propanona
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$	Carboxilo	$\text{R} - \text{COOH}$	Ácidos	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Ácido propanoico
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\   \\ \text{O}- \end{array}$	Éster	$\text{R} - \text{COO} - \text{R}'$	Ésteres	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$	Propanoato de metilo
$-\text{N}'$	Amino	$\text{R} - \text{NH}_2$	Aminas	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	Metilamina
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\   \\ \text{N}- \end{array}$	Amido	$\text{R} - \text{CO} - \text{NH}_2$	Amidas	$\text{CH}_3\text{CONH}_2$	Etanamida
$-\text{C} \blacksquare \text{N}$	Nitrilo (Ciano)	$\text{R} - \text{CN}$	Nitrosos	$\text{CH}_3\text{CN}$	Etanonitrilo
$-\text{NO}_2$	Nitro	$\text{R} - \text{NO}_2$	Nitrocompuestos	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$	Nitroetano

### 3.3.1. Hidrocarburos

Los hidrocarburos se clasifican principalmente en **hidrocarburos alifáticos** e **hidrocarburos aromáticos**.

La palabra alifático, deriva de la palabra griega *aleiphar* que significa *grasa*, por lo tanto, en la antigüedad como hidrocarburos alifáticos se asignaban a los compuestos orgánicos provenientes de las grasas y los aceites.

Mientras que los hidrocarburos aromáticos, independientemente de su propio olor eran aquellos que se obtenían de los procesos de extracción por tratamiento químico de extractos de ciertas plantas aromáticas.

La figura 3.5 muestra cómo se clasifican los hidrocarburos.



**Figura 3.5. Clasificación de los Hidrocarburos [Del Autor]**

### 3.3.1.1. Hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos alifáticos se clasifican en acíclicos y cíclicos y estos a su vez en saturados e insaturados.

#### 3.3.1.1.1. Hidrocarburos acíclicos

##### A) Alcanos

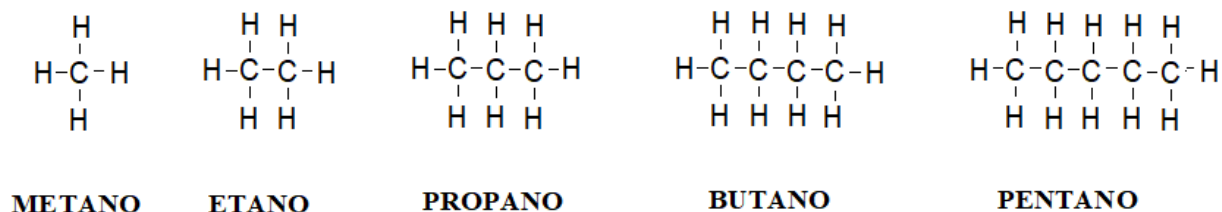
Los alcanos son una familia de hidrocarburos alifáticos saturados que se caracterizan en que cada átomo de carbono se enlaza a otros cuatro átomos, a través de enlaces sencillos<sup>22</sup>.

Los alcanos se encuentran principalmente en el petróleo y gas natural. Su fórmula molecular es  $C_nH_{2n+2}$ . Estas moléculas poseen baja polaridad, por lo que son muy poco solubles en agua.

Además, su punto de fusión aumenta al aumentar el número de carbonos en la molécula; así, los cuatro primeros alcanos son gases a temperatura ambiente, mientras que alcanos de hasta 18 carbonos son líquidos. Para  $n \geq 18$  los alcanos son sólidos.

##### Ejemplos:

#### ALCANOS



El alcano más simple tiene un carbono y 4 hidrógenos  $\text{CH}_4$  y se llama Metano; *Met* es el prefijo que indica 1 átomo de carbono y *ano* es el sufijo o terminación de los alcanos.

El alcano con 2 carbonos será  $\text{CH}_3\text{CH}_3$  y se llama etano: *et* indica 2 C y *ano* la terminación de los alcanos.

Dependiendo del número de carbonos presentes en el alcano, estos se nombran asignándole un prefijo determinado y el sufijo *ano*.

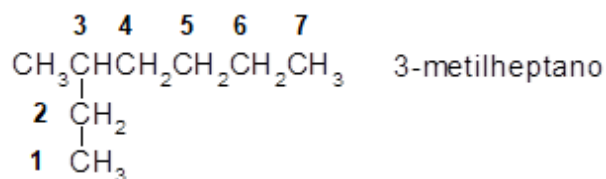
En la siguiente tabla se muestra la nomenclatura utilizada para este tipo de compuesto:

**3.16. Tabla de prefijos utilizados para nombrar alcanos de acuerdo con el número de carbonos presentes [Del Autor]**

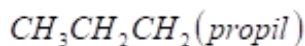
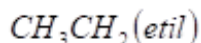
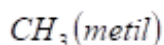
Nº de carbonos	Prefijo	Nº de carbonos	Prefijo	Nº de carbonos	Prefijo
1	met	4	but	7	hept
2	et	5	pent	8	oct
3	prop	6	hex	9	non

Para nombrar hidrocarburos saturados ramificados hay que seguir los siguientes pasos:

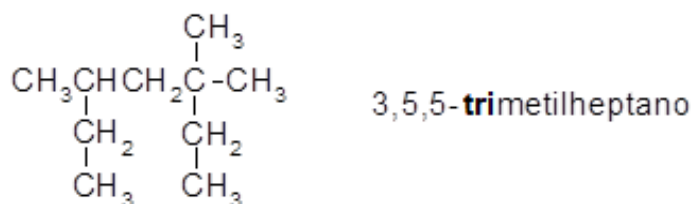
1. Numerar la cadena más larga comenzando por el extremo más próximo al radical. Es decir, la secuencia continua más larga de átomos de carbono es la cadena principal y es la base del nombre del hidrocarburo y el resto son ramificaciones.



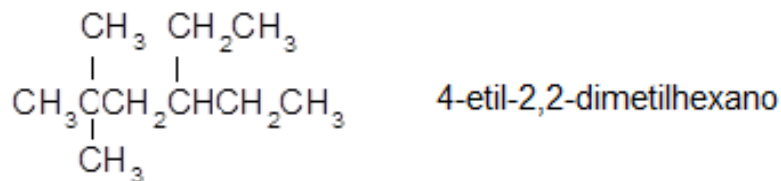
2. Las ramificaciones se consideran sustituyentes o radicales y se usa el prefijo del hidrocarburo del cual provienen, con la terminación, *il* o *ilo*. Ejemplos: si la ramificación proviene del metano, será metil, si proviene del etano será etil, si proviene del butano será butil, etc. Se escribe y nombra el número correspondiente a la posición del sustituyente delante de su nombre.



3. Si hay varios sustituyentes iguales, su nombre va precedido de un prefijo que indica el número de sustituyentes (-di, -tri, -tetra, etc.).



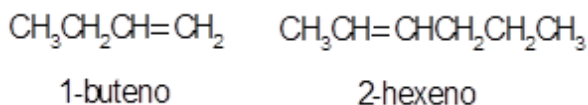
4. Los sustituyentes distintos se nombran por orden alfabético, comenzando a numerar por el extremo más próximo a un sustituyente.



## B) Alquenos

Los **alquenos** son hidrocarburos alifáticos insaturados que presentan uno o más dobles enlaces entre carbonos. La fórmula general que presenta un alqueno es  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

### Ejemplo:



Los alquenos se nombran utilizando el sufijo o terminación *eno*. Dependiendo del número de carbonos presentes en el alqueno, estos se nombran asignándole un prefijo determinado.

Del Buteno en adelante hay que indicar la posición de la **insaturación** con el número más bajo posible, ver **tabla 3.16**.

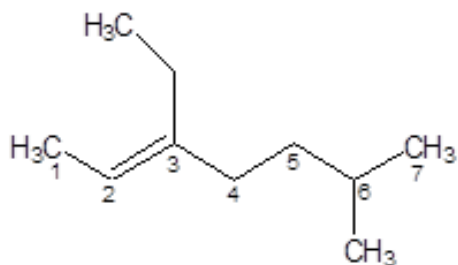
**3.17. Tabla de prefijos utilizados para nombrar alquenos de acuerdo con el número de carbonos presentes [Del autor]**

Nº de carbonos	Prefijo	Nombre
2	et	<b>eteno</b>
3	prop	<b>propeno</b>
4	but	<b>1-buteno</b> <b>2-buteno</b>

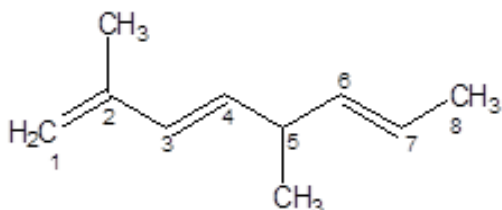
Los alquenos ramificados se nombran cumpliendo las siguientes reglas:

- Se selecciona la cadena más larga que contenga el *doble enlace* y tomando como base ese número de carbonos se nombran utilizando el sufijo *eno*.
- Se numera la cadena principal de modo que se asigne el número más bajo posible a la *insaturación*.
- La posición del doble enlace se indica con el menor número de los carbonos donde está la *insaturación*.
- Si hay más de un doble enlace se indica la posición de cada uno de ellos con los números más bajos y se emplean los sufijos dieno (2), trieno (3), tetraeno (4), ect.

**Ejemplos:**



3-etil-6-metil-2-hepteno

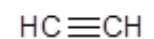


2,5-dimetil-1,3,6-octatrieno

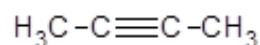
### C) Alquinos

Los **alquinos** son hidrocarburos alifáticos insaturados que presentan uno o más triples enlaces entre carbonos. Estos compuestos presentan la siguiente fórmula general  $C_nH_{2n-2}$ .

#### Ejemplos:



Acetileno



2-butino

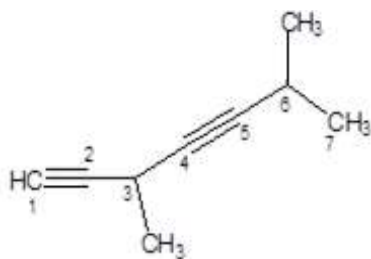
La terminación con que se nombran es *ino*. Del butino en adelante hay que indicar la posición de la insaturación con el número más bajo posible.

Los alquinos ramificados se nombran cumpliendo las mismas reglas de los alquenos.

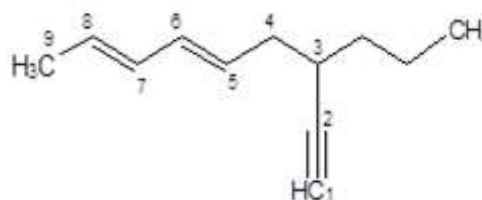
Si en una molécula existen dobles y triples enlaces:



- Se le asignan los números más bajos posibles y se nombran como alquenos, pero al final se le cambia la letra o de eno por el número que indique la posición del triple enlace terminado en *ino*.
- Si un doble y triple enlace están en posición equivalentes se numera por el extremo que da el número más bajo al doble enlace.
- Cuando las ramificaciones también poseen insaturaciones, la cadena principal es aquella que cumple los siguientes requisitos:
  - Contiene mayor número de insaturaciones.
  - Contiene mayor número de átomos de C.
  - Contiene mayor número de dobles enlaces.

**Ejemplos:**

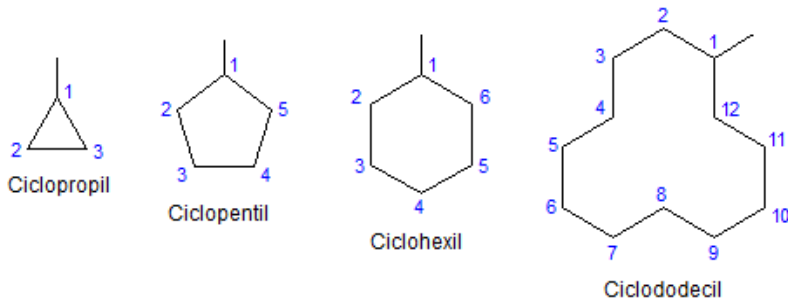
6-metil-1,4-heptadieno



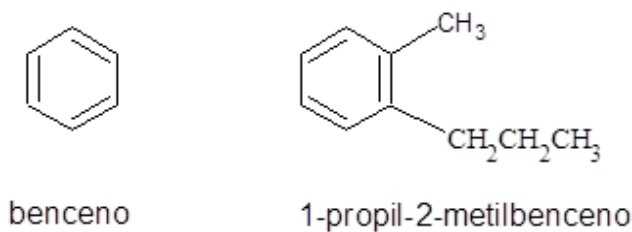
3-propil-5,7-nonen-1-eno

**3.3.1.1.2. Hidrocarburos cíclicos**

Para los hidrocarburos cíclicos se emplea la misma nomenclatura de los acíclicos precedidos por el prefijo ciclo.

**Ejemplos:****3.3.1.2. Hidrocarburos aromáticos**

Los hidrocarburos aromáticos son compuestos que derivan del hidrocarburo cíclico llamado benceno.

**Ejemplos:**

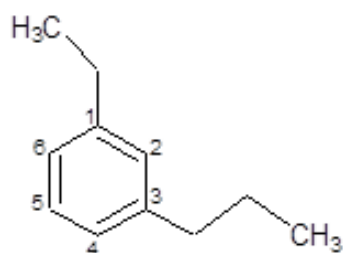
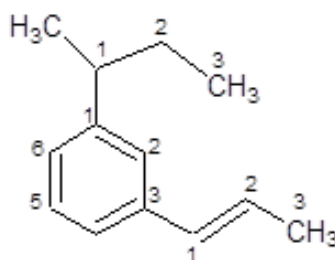
Dada su fórmula general, aparentemente esta clase de compuestos posee un alto grado de insaturación; pero, la se señalan como más parecidos a los alcanos que a las olefinas y acetilenos, ya que, tienden a dar lugar a productos de sustitución con mayor facilidad que a los de adición.

Los sustituyentes de un anillo bencénico se nombran como radicales seguidos de la palabra benceno.

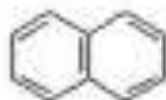
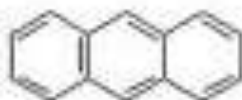
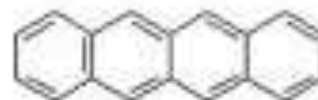
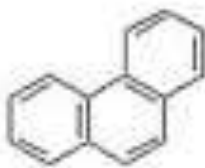
Si hay dos sustituyentes su posición relativa se indica con los localizadores o mediante los prefijos siguientes:

Localizadores prefijos

1-2	<i>o</i> - orto
1-3	<i>m</i> - meta
1-4	<i>p</i> - para

1,3-etilpropilbenceno o *m*-etilpropilbenceno1,3-(1-metil)propil-1-propenilbenceno o *m*-(1-metil)propil-1-propenilbenceno

Los hidrocarburos aromáticos pueden contener dos, tres o varios ciclos condensados y se les denomina hidrocarburos aromáticos polinucleares. Cada clase tiene un nombre específico:

**Naftaleno****Antraceno****Tetraceno****Fenantreno****Trifenileno****Pireno**

### 3.3.2. Haluros de alquilo

Los haluros de alquilo son compuestos de fórmula general **RX**, donde **R** es cualquier grupo alquilo, incluso sustituido y **X**= F, Cl; Br, I. En estos compuestos al menos un átomo de hidrógeno de los hidrocarburos ha sido sustituido por un átomo de halógeno. Cuando el átomo de carbono que está unido al halógeno está unido también a otro átomo de carbono el haluro de alquilo se denomina primario.

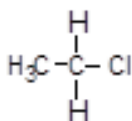
Si el átomo de carbono unido al halógeno está unido a otros dos átomos de carbono el haluro de alquilo es secundario.

Si el átomo de carbono está unido al halógeno y a otros tres átomos de carbono el haluro es un haluro terciario.

Los haluros de alquilo se nombran como si se tratara de hidrocarburos que poseen sustituyentes de manera que se da el nombre del halógeno precedido de su localizador seguido del nombre del hidrocarburo correspondiente.

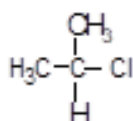
#### Ejemplos:

Haluro de alquilo primario



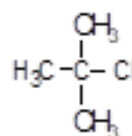
Cloroetano

Haluro de alquilo secundario

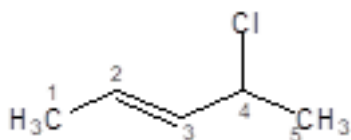


2-Cloro-propano

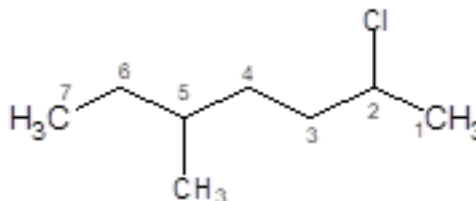
Haluro de alquilo terciario



2-Cloro-2-metil-propano



4-cloro-2-penteno



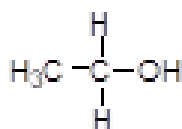
2-cloro-5-metilheptano

### 3.3.3. Alcoholes

Los alcoholes son compuestos de fórmula general **ROH**, donde **R** es cualquier grupo alquilo, incluso sustituido y **OH** es el grupo hidroxilo. Al igual que los haluros de alquilo, los alcoholes también pueden clasificarse en primarios, secundarios o terciarios, según el grado de sustitución del carbono que está unido al grupo hidroxilo. Se nombran añadiendo -OL al hidrocarburo de referencia numerando la cadena de forma que los localizadores de los grupos alcoholes sean lo más bajos posibles.

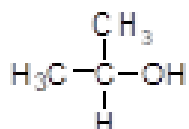
#### Ejemplos:

Alcohol primario



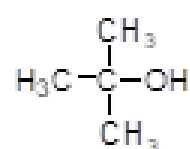
Etanol

Alcohol secundario



Propan-2-ol

Alcohol terciario

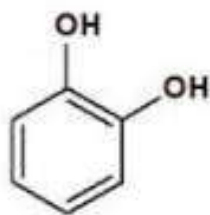


2-Metil-propan-2-ol

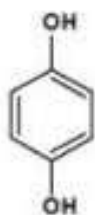
Los compuestos con un grupo hidroxilo directamente unido a un anillo aromático no son alcoholes, sino fenoles, los cuales presentan propiedades fisicoquímicas diferentes a los alcoholes.

### 3.3.4. Fenoles

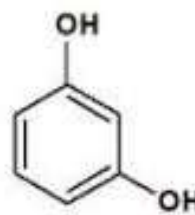
Son compuestos con un grupo hidroxilo directamente unido a un anillo aromático.

**Ejemplos:**

Ortofenol



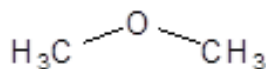
Parafenol



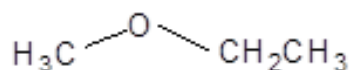
Metafenol

**3.3.5. Éteres**

Los éteres son compuestos orgánicos que poseen un átomo de oxígeno unido a dos cadenas alquílicas que pueden ser iguales o diferentes. Los éteres se nombran colocando el nombre de las dos cadenas alquílicas que se encuentran unidas al átomo de oxígeno, una a continuación de la otra, y, finalmente, se añade la palabra éter. El más conocido es el éter dietílico que se empleaba como agente anestésico en operaciones quirúrgicas.

**Ejemplos:**

Dimetil éter



Etilmetil éter

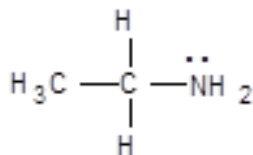
**3.3.6. Aminas**

Son compuestos que poseen el grupo amino en su estructura. Se consideran compuestos derivados del amoníaco, por tanto, presentan propiedades básicas. También pueden clasificarse como primarias, secundarias o terciarias, según el grado de sustitución del átomo de nitrógeno.

Tradicionalmente las aminas se nombran colocando los nombres de los radicales en orden alfabético seguido de la terminación AMINA.

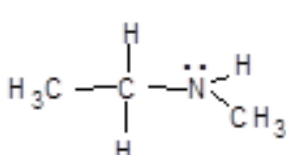
**Ejemplos:**

Amina primaria



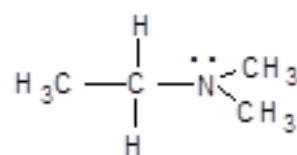
Etilamina

Amina secundaria

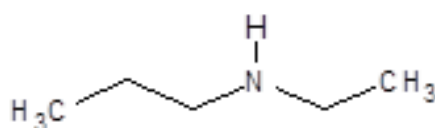


N-metiletilamina

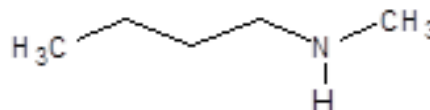
Amina terciaria



N,N-dimetiletilamina



etilpropilamina

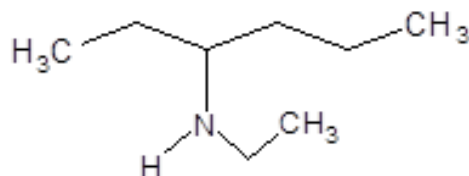


butildimetilamina

Actualmente se emplea otro sistema para nombrar a las aminas. Este sistema consiste en:

1. Identificar la cadena principal como aquella que contiene mayor número de átomos de carbono y además contiene el grupo amino.
2. Colocar la terminación AMINA al final del nombre del hidrocarburo que constituye el esqueleto de la cadena principal.
3. Para localizar el grupo amino dentro de la cadena principal se utiliza el número del carbono que está unido directamente al nitrógeno y este número o localizador se coloca delante del nombre de la terminación AMINA.

4. Si la amina es secundaria o terciaria, se dan los nombres de los radicales alquilo que están unidos al nitrógeno precedidos de la letra N en cursiva para indicar que dichos grupos están unidos al nitrógeno y no a un carbono.

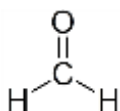


*N*-etil-3-hexanamina o  
*N*-etilhexan-3-amina

### 3.3.7. Aldehídos

Estos compuestos contienen el grupo funcional carbonilo que está formado por un átomo de oxígeno unido mediante un doble enlace a un átomo de carbono (C=O), el cual está unido a un átomo de carbono y a un átomo de hidrógeno.

#### Ejemplo:

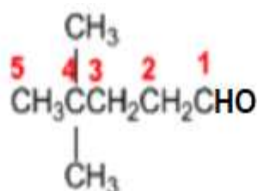
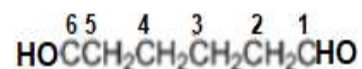


Los aldehídos se nombran reemplazando la terminación -ano del alcano correspondiente por -al. No es necesario especificar la posición del grupo aldehído, puesto que ocupa el extremo de la cadena. Cuando la cadena contiene dos funciones aldehído se emplea el sufijo -dial:



**Ejemplos:**

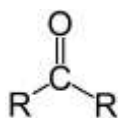
$\text{H}-\text{CHO}$	Metanal o formaldehído
$\text{CH}_3-\text{CHO}$	Etanal
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$	Propanal
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$	Butanal
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$	Pentanal
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$	Hexanal

**4,4-Dimetilpentanal****Penta-4-enal****Hexanodial**

El grupo carbonilo es bastante polar de manera que cuando estos compuestos presentan una masa molecular baja y son solubles en agua.

**3.3.8. Cetonas**

Estos compuestos contienen el grupo funcional carbonilo que está formado por un átomo de oxígeno unido mediante un doble enlace a un átomo de carbono (C=O), el cual está unido a dos átomos de carbono.

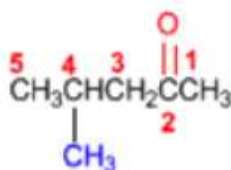
**Ejemplo:**

Las cetonas se nombran sustituyendo la terminación -ano del alcano con igual longitud de cadena por -ona. Se toma como cadena principal la de mayor longitud que contiene el grupo carbonilo y se numera para que éste tome el localizador más bajo.

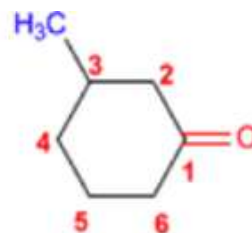
### Ejemplos:



**Butanona**



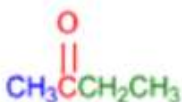
**4-Metil-2-pentanona**



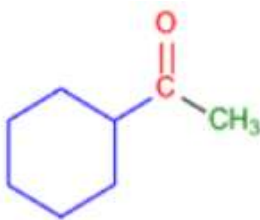
**3-Metilciclohexanona**

Existe un segundo tipo de nomenclatura para las cetonas, que consiste en nombrar las cadenas como sustituyentes, ordenándolas alfabéticamente y terminando el nombre con la palabra cetona y cuando la cetona no es el grupo funcional de la molécula pasa a llamarse oxo-.

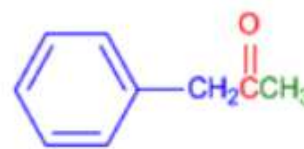
### Ejemplos:



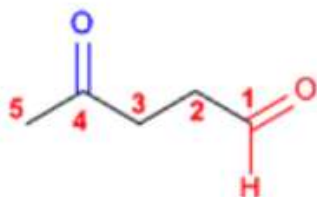
**Etil metil cetona**



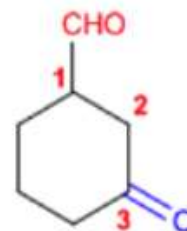
**Ciclohexil metil cetona**



**Fenil metil cetona**



4-Oxopentanal

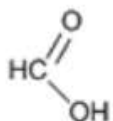


3-Oxociclohexanocarbaldehído

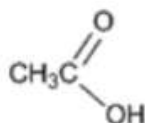
También en este tipo de compuesto, el grupo carbonilo es bastante polar de manera las cetonas de bajo peso molecular son solubles en agua. Ejemplos: la acetona es miscible en agua en cualquier proporción.

### 3.3.9. Ácidos carboxílicos

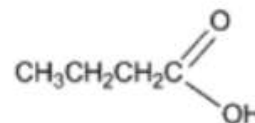
Estos compuestos se caracterizan por poseer en su estructura al grupo funcional carboxilo (-COOH). Muchos ácidos carboxílicos simples reciben nombres no sistemáticos que hacen referencia a las fuentes naturales de las cuales proceden. Por ejemplo, el ácido fórmico se llama así porque se aisló por primera vez de las hormigas (formica en latín). El ácido acético, que se encuentra en el vinagre, toma su nombre de la palabra acetum, "ácido" y el ácido butírico es el responsable del olor repulsivo de la mantequilla rancia.



Ácido fórmico

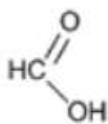


Ácido acético

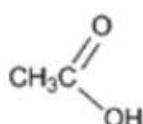


Ácido butírico

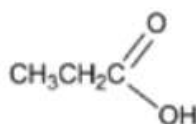
La IUPAC nombra los ácidos carboxílicos reemplazando la terminación -ano del alcano con igual número de carbonos por -oico.

**Ejemplos:**

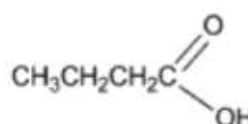
Ácido metanoico



Ácido etanoico



Ácido propiónico

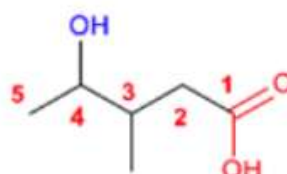


Ácido butanoico

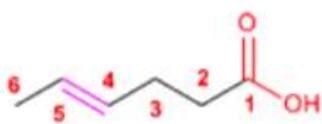
Cuando el ácido tiene sustituyentes, se numera la cadena de mayor longitud dando el localizador más bajo al carbono del grupo ácido. Los ácidos carboxílicos son prioritarios frente a otros grupos, que pasan a nombrarse sustituyentes y son prioritarios frente a alquenos y alquinos.

**Ejemplos:**

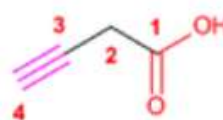
Ácido 2-bromo-5-oxoheptanoico



Ácido 4-hidroxi-3-metilpentanoico



Ácido hex-4-enoico



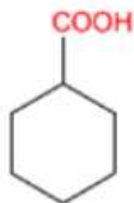
Ácido but-3-inoico

Moléculas con dos grupos ácido se nombran con la terminación -dioico.

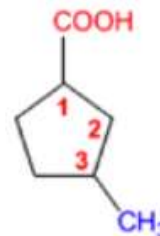
**Ejemplo:**

Ácido pentanodioico

Si el grupo ácido va unido a un anillo, se toma el ciclo como cadena principal y se termina en -carboxílico.

**Ejemplos:**

Ácido ciclohexanocarboxílico

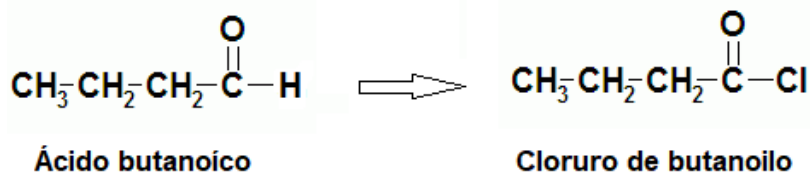


Ácido 3-metilciclopentanocarboxílico

Al igual que los aldehídos y cetonas, los ácidos carboxílicos de bajo peso molecular son muy polares y, por tanto, muy solubles en agua.

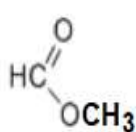
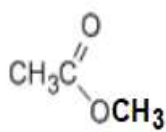
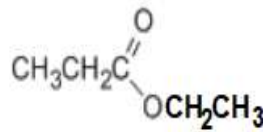
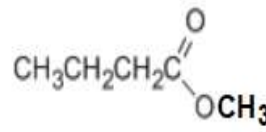
**3.3.9.1. Derivados de los ácidos carboxílicos: cloruros de ácido, ésteres y amidas.**

**A) Cloruros de ácido.** El grupo funcional de los cloruros de ácido ( $\text{RCOCl}$ ) se puede considerar formado por la combinación carbonilo + cloro. Se nombran colocando las palabras cloruro de y el nombre del ácido carboxílico del que deriva cambiando la terminación -OICO por -ILO.

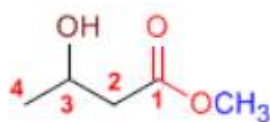
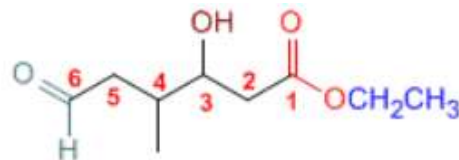
**Ejemplo:**

**B) Ésteres.** Los ésteres se consideran como el resultado de la condensación entre un ácido carboxílico y un alcohol.

Se nombran sales del ácido del que provienen. La nomenclatura IUPAC cambia la terminación -oico del ácido por -oato, terminando con el nombre del grupo alquilo unido al oxígeno. Estos grupos se nombran como sustituyentes siendo el éster el grupo funcional.

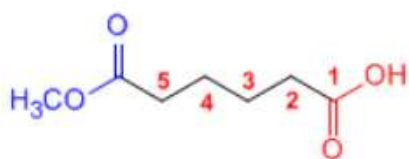
**Ejemplos:****Metanoato de metilo****Etanoato de metilo****Propanoato de etilo****Butanoato de metilo**

Los ésteres son grupos prioritarios frente a aminas, alcoholes, cetonas, aldehídos, nitrilos, amidas y haluros de alcanoilo. Estos grupos se nombran como sustituyentes siendo el éster el grupo funcional.

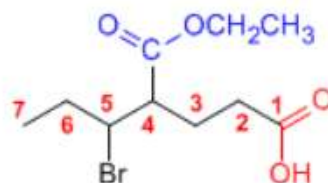
**Ejemplos:****3-Hidroxibutanoato de metilo****3-Hidroxi-4-metil-6-oxohexanoato de etilo**

Ácidos carboxílicos y anhídridos tienen prioridad sobre los ésteres, que pasan a nombrarse como sustituyentes (alcoxicarbonil.....).

**Ejemplos:**



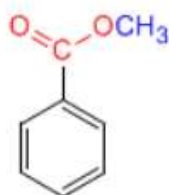
**Ácido 5-metoxicarbonilpentanoico**



**Ácido 5-bromo-4-etoxicarbonilheptanoico**

Cuando el grupo éster va unido a un ciclo, se nombra el ciclo como cadena principal y se emplea la terminación -carboxilato de alquilo para nombrar el éster.

**Ejemplos:**



**Bencenocarboxilato de metilo**

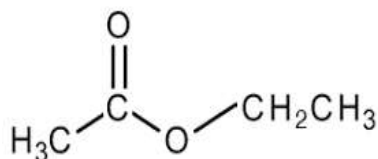


**4-bromo-3-metilciclohexanocarboxilato de etilo**

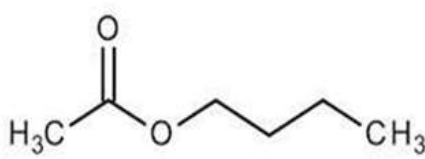
Los ésteres de bajo peso molecular, como el acetato de etilo ( $\text{CH}_3\text{COOEt}$ ) y el acetato de butilo ( $\text{CH}_3\text{COOBu}$ ) y el se emplean como disolventes industriales, especialmente en la preparación de barnices.

El olor y sabor de muchas frutas se debe a la presencia de mezclas de ésteres.

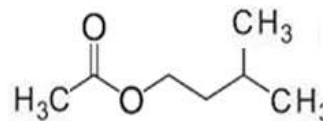
Por ejemplo, el olor del acetato de isoamilo recuerda al de los plátanos, el propionato de isobutilo al del ron, etc.

**Ejemplos:**

Ácetato de etilo

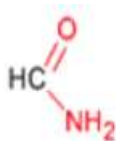


Ácetato de butilo

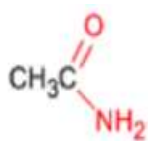


Ácetato de isoamilo

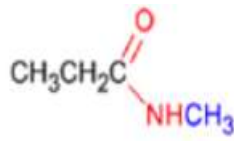
**C) Amidas.** Las amidas se pueden obtener por reacción entre un ácido carboxílico y una amina, que puede ser primaria o secundaria. Se nombran como derivados de ácidos carboxílicos sustituyendo la terminación -oico del ácido por -amida. Cuando el grupo amida va unido a un ciclo, se nombra el ciclo como cadena principal y se emplea la terminación -carboxamida para nombrar la amida.

**Ejemplos:**

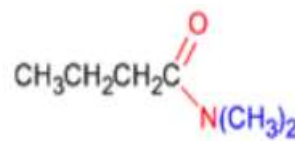
Metanamida



Etanamida

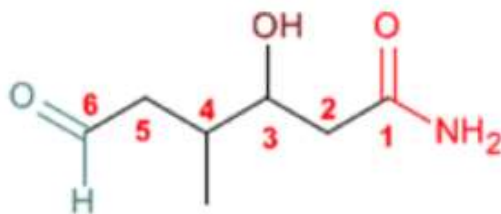


N-Metilpropanamida



N,N-Dimetilbutanamida

Las amidas son grupos prioritarios frente a aminas, alcoholes, cetonas, aldehídos y nitrilos.

**Ejemplo:**

3-Hidroxi-4-metil-6-oxohexanamida



Las amidas actúan como sustituyentes cuando en la molécula hay grupos prioritarios, en este caso preceden el nombre de la cadena principal y se nombran como carbamoíl....

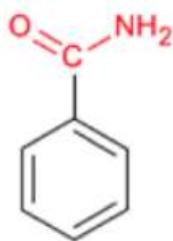
**Ejemplo:**



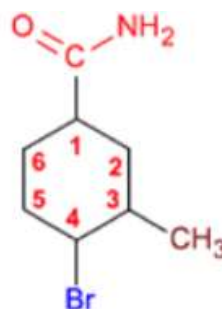
**Ácido 5-Bromo-4-carbamoílheptanoico**

Cuando el grupo amida va unido a un ciclo, se nombra el ciclo como cadena principal y se emplea la terminación -carboxamida para nombrar la amida.

**Ejemplo:**



**Bencenocarboxamida**



**4-Bromo-3-metilciclohexanocarboxamida**

Actualmente se conoce que la Acrilamida ( $\text{CH}_2=\text{CHCONH}_2$ ) es un importante producto químico industrial.

Desde 1950 se usa como intermediario en la producción de policrilamidas, las cuales son utilizadas para la clarificación del agua potable y en otras aplicaciones industriales. Se conoce acerca de su neurotoxicidad en los seres humanos.

Recientemente estudios realizados con animales han demostrado que este producto químico puede inducir a la formación de cáncer en los tejidos de estos animales. Además, investigaciones realizadas en la industria alimentaria, han reportados niveles considerados de este químico en alimentos preparados en aceites a altas temperaturas (papas fritas), avenas tostadas y en alimentos para bebés.

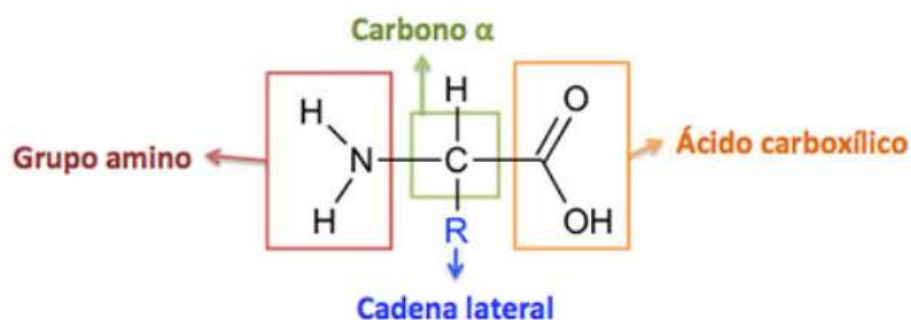
Estos descubrimientos han hecho que la Organización Mundial de la Salud a través de diferentes entes internacionales como la FAO (The Food and Agriculture Organization of the United Nations) se avoque a determinar los niveles permitidos que deben contener estos productos alimenticios con la finalidad de que no atente contra la salud de los seres humanos.

### 3.3.10. Aminoácidos, péptidos, proteínas y ácidos nucleicos

A los aminoácidos, péptidos, proteínas y ácidos nucleicos se les consideran los constituyentes estructurales del cuerpo humano.

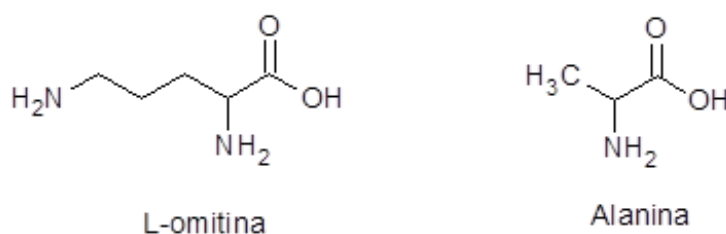
**A) Aminoácidos.** Son compuestos orgánicos que contienen un grupo amino y otro carboxilo,  $H_2NCHR-COOH$ . Es decir, son moléculas que contienen un grupo amino  $-NH_2$ , y un grupo carboxilo  $-COOH$  enlazadas al carbono  $\alpha$ , ( $C_2$ ), y un radical variable **R**.

**Ejemplo:**



Según la naturaleza de **R**, los aminoácidos se pueden clasificar en cuatro grandes grupos: apolares, polares sin carga, aniónicos y catiónicos. Los aminoácidos más significativos biológicamente son los alfa aminoácidos. Un alfa aminoácido, contiene un grupo amino en el segundo átomo de carbono de la cadena del ácido, el cual es considerado el carbono  $\alpha$ . Unidos al átomo de carbono alfa de los aminoácidos hay cuatro grupos diferentes.

Por tanto, el carbono alfa es un átomo de carbono quiral en todos los aminoácidos excepto en el aminoácido más sencillo, la glicina. Los aminoácidos quirales en la mayoría de los seres vivos tienen una configuración L, y por tener un centro quiral son ópticamente activos.

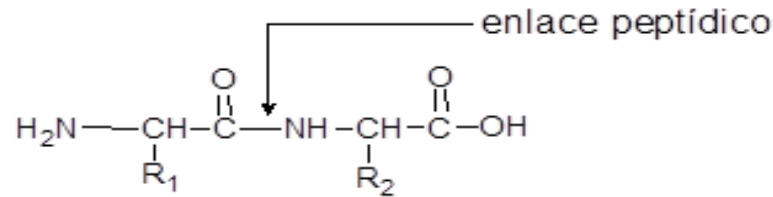


**B) Péptidos.** Son compuestos amidos que se forman por la interacción entre los grupos amino y carboxilo de los alfa aminoácidos. Estos alfa aminoácidos polimerizan mediante la eliminación de una molécula de agua, dando origen a un enlace peptídico.

Es decir, a la unión entre los grupos amino y carboxílico de dos aminoácidos se le describe como unión peptídica la cual no es más que un grupo amida.

Dependiendo del número de unidades de aminoácidos que se encuentran en la molécula del péptido, se les nombra dipéptidos, tripéptidos, etc., hasta llegar a polipéptidos.

Normalmente se consideran como polipéptidos a los que tienen masas moleculares de hasta  $10.000 \text{ g mol}^{-1}$ .

**Ejemplo:**

Los nombres de los péptidos se derivan de los nombres de los residuos de aminoácidos. Por convención, los nombres de los péptidos se escriben siempre de izquierda a derecha partiendo del extremo N-terminal.

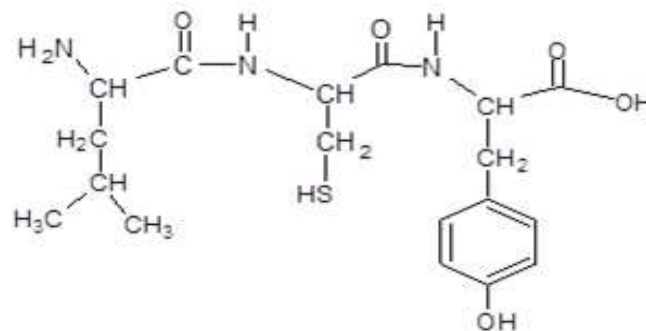
Para nombrar un péptido se empieza por el aminoácido que porta el grupo  $\text{-NH}_2$  terminal, y se termina por el aminoácido que porta el grupo  $\text{-COOH}$ .

La escritura de las fórmulas estructurales e incluso la del nombre completo de las estructuras primarias de péptidos grandes es extensa.

En el sistema clásico cada aminoácido se representa por tres letras para los residuos de aminoácidos con guiones que representan los enlaces peptídicos, y en el moderno, impuesto por la genética molecular, por una letra.

**Ejemplo:**

El siguiente péptido (tripéptido) se nombra en la notación de fórmula reducida como:



**H-Leu-Cys-Tyr-OH**

**C) Proteínas.** Son compuestos químicos formados por cadenas peptídicas, es decir, por residuos de aminoácidos unidos entre sí por uniones amídicas cuyas masas moleculares son superior a  $10.000 \text{ g mol}^{-1}$ .

Una proteína se caracteriza por poseer una estructura primaria y una estructura secundaria. La estructura primaria consiste en una secuencia de aminoácidos en la cadena de dicha proteína.

Esta secuencia de aminoácidos conduce a que dicha proteína tenga características bioquímicas únicas, un cambio en dicha secuencia puede originar que sus propiedades bioquímicas cambien.

Por ejemplo. La anemia falciforme es un desorden genético que se deriva de un cambio de un aminoácido por otro en una cadena de la proteína hemoglobina.

La estructura secundaria de una proteína se refiere a la forma en la cual se orienta los segmentos de la cadena de la proteína siguiendo un patrón definido.

Las proteínas son los compuestos bioquímicos más abundantes en los seres vivos. Por ejemplo, las enzimas son proteínas que juegan un papel muy importante en casi todos los procesos biológicos.

Estas sustancias son catalizadores que permiten que ocurran casi todas las reacciones químicas en los seres vivos. La vida, como la conocemos no sería posible sin las enzimas.

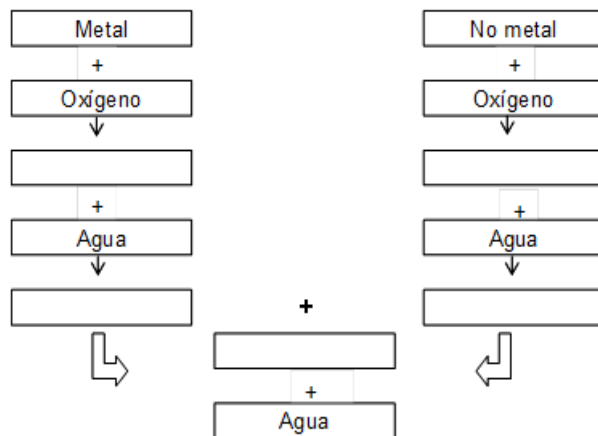
Además, junto con los lípidos, constituyen los componentes estructurales de las membranas celulares.

Las proteínas de las membranas ayudan a transportar sustancias a través de la doble capa lipídica y trabajan como sitios receptores de los neurotransmisores y de las hormonas.

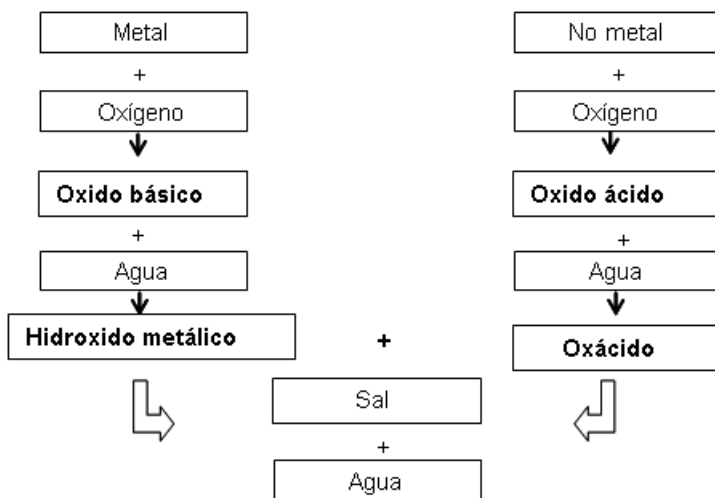
### 3.4. Ejercicios relacionados con nomenclatura

Algunos ejercicios en esta sección fueron tomados de cuestiones y problemas de las Olimpiadas de Química [25].

1. Completa el siguiente esquema:



**R:**



2. Completa los siguientes enunciados:

- A) Las sales se forman por la combinación de, \_\_\_\_\_ o un metal más un no metal
- B) El HCl es un \_\_\_\_\_ porque no tiene oxígeno
- C) La forma de identificar a los \_\_\_\_\_ es por medio del radical \_\_\_\_\_ (OH<sup>-</sup>).
- D) Los anhídridos también se conocen como \_\_\_\_\_
- F) Los \_\_\_\_\_ o bases son lo mismo.

**R:**

- A) Las sales se forman por la combinación de dos metales, o un metal más un no metal.
- B) El HCl es un hidrácido porque no tiene oxígeno.
- C) La forma de identificar a los hidróxidos es por medio del radical oxidrilo (OH<sup>-</sup>).
- D) Los anhídridos también se conocen como óxidos ácidos.
- F) Los hidróxidos o bases son lo mismo.

3. Escribe el nombre de los siguientes compuestos

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_

HCl \_\_\_\_\_

HBr \_\_\_\_\_

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_

NaCl \_\_\_\_\_

NaClO<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

NaOH \_\_\_\_\_

AgNO<sub>3</sub> \_\_\_\_\_

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

FeCl<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

LiClO<sub>3</sub> \_\_\_\_\_

**R:**

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Ácido sulfúrico ó ácido tetraoxosulfurico (VI)

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> Ácido fosfórico ó ácido tetraoxofosoforico (V)

HCl Ácido clorhidrico

HBr Ácido bromídrico

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Sulfato de sódio ó tetraoxosulfato (VI) de sodio

NaCl Cloruro de sódio

NaClO<sub>2</sub> Dioxoclorato (III) de sodio ó Clorito de sodio

NaOH Hidróxido de sodio

AgNO<sub>3</sub> Nitrato de plata ó trioxonitrato (V) de plata

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> Peróxido de hidrogeno

FeCl<sub>2</sub> Cloruro ferroso ó cloruro de hierro (II)

LiClO<sub>3</sub> Trioxoclorato (V) de lítio



4. Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

$\text{LiClO}_2$  \_\_\_\_\_

$\text{CaCr}_2\text{O}_7$  \_\_\_\_\_

$\text{CuO}$  \_\_\_\_\_

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_

$\text{FeO}$  \_\_\_\_\_

$\text{Cu}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_

$\text{CO}_2$  \_\_\_\_\_

$\text{NH}_3$  \_\_\_\_\_

$\text{LiOH}$  \_\_\_\_\_

**R:**

$\text{LiClO}_2$       **Dioxoclorato (III) de litio**

$\text{CaCr}_2\text{O}_7$       **Dicromato de calcio ó heptaoxo dicromato (VI) de calcio**

$\text{CuO}$       **Óxido cúprico ó óxido de cobre (II)**

$\text{Fe}_2\text{O}_3$       **Óxido férrico ó óxido de hierro (III)**

$\text{FeO}$       **Óxido ferroso ó óxido de hierro (II)**

$\text{Cu}_2\text{O}$       **Óxido cúproso ó óxido de cobre (I)**

$\text{CO}_2$       **Dióxido de carbono**

$\text{NH}_3$       **Amniaco**

$\text{LiOH}$       **Hidróxido de litio**

5. Escribe la fórmula química de los siguientes compuestos:

a) Permanganato de potasio; b) Nitrato de amônio; c) Cloruro de plata; d) Cloruro férrico; e) Sulfato de cobre; f) Óxido de aluminio; g) Acido clorhídrico; h) Hipoclorito de sodio; i) Ácido Nítrico; j) Perclorato de potasio.

**R:** a)  $\text{KMnO}_4$ ; b)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; c)  $\text{AgCl}$ ; d)  $\text{FeCl}_3$ ; e)  $\text{CuSO}_4$ ;

f)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; g)  $\text{HCl}$ ; h)  $\text{NaClO}$ ; i)  $\text{HNO}_3$ ; j)  $\text{KClO}_4$ .

6. Nombrar los siguientes compuestos:

1)  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ; 2)  $\text{CaO}$ ; 3)  $\text{Na}_2\text{O}$ ; 4)  $(\text{NH}_4)_2$ ; 5)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; 6)  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ; 7)  $\text{I}_2\text{O}$ ; 8)  $\text{PbO}_2$ ; 9)  $\text{CuO}$ ; 10)  $\text{Au}_2\text{O}_3$ ; 11)  $\text{Ag}_2\text{O}$ ; 12)  $\text{CrO}$ ; 13)  $\text{Br}_2\text{O}_3$ ; 14)  $\text{HgO}$ ; 15)  $\text{PtO}_2$ ; 16)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; 17)  $\text{SnO}$ ; 18)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; 19)  $\text{MnO}$ ; 20)  $\text{CO}$ .

**R:** 1) trióxido de dicloro; 2) monóxido de calcio 3) monóxido de disodio; 4) monóxido de diamonio; 5) óxido de cromo (III); 6) óxido de antimonio (III) 7) óxido de yodo (I); 8) óxido de plomo (IV); 9) óxido de cobre (II); 10) óxido de oro (III); 11) óxido de plata; 12) óxido de cromo (II); 13) óxido de bromo (III); 14) óxido de mercurio (II) 15) óxido de platino (IV); 16) óxido de fósforo (V); 17) óxido de estaño (II); 18) óxido de cobre (I); 19) monóxido de manganeso; 20) monóxido de carbono.

7. Deduzca el número de oxidación de los elementos que se indican en cada uno de los siguientes compuestos:

(a) Cr en  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; (b) S en  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; (c) N en  $\text{NH}_4\text{SO}_3\text{C}_6\text{H}_5$ ; (d) C en  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ; (e) Mn en  $\text{MnO}_2$ ; (f) Bi en  $\text{NaBiO}_3$ ; (g) Ga en  $\text{GaH}_3$ ; (h) Co y Fe en  $\text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; (i) Au en  $\text{Na}_3\text{Au}(\text{CN})_6$ .

**R:** (a) +6; (b) +6; (c) +3; (d) +3; (e) +4; (f) +5; (g) +3; (h) +2 para ambos; (i) +3.

8. Dé el nombre sistemático a cada uno de los compuestos cuya fórmula aparece a continuación:

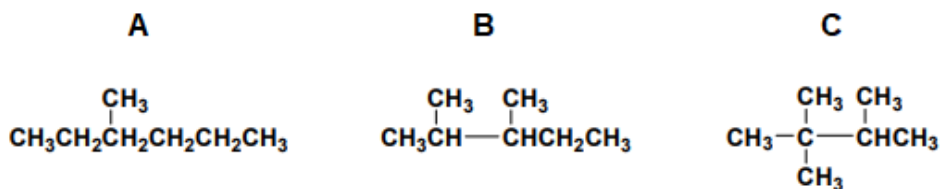
(a)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; (b)  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ; (c)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; (d)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; (e)  $\text{KNH}_4\text{SO}_4$ ; (f)  $\text{Hg}_2(\text{ClO}_3)_2$ ; (g)  $\text{PbCrO}_4$ ; (h)  $\text{CdS}$ ; (i)  $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$ .

**R:** (a) Ácido tetraoxosulfúrico (V); (b) Trioxocarbonato (IV) de plata; (c) Hexaciano ferrato (II) de potasio; (d) Hexaciano ferrato (III) de potasio; (e) Sulfato de potasio y amonio; (f) Clorato mercurioso; (g) Cromato de plomo; (h) Sulfuro de cadmio; (i) Arseniato de magnesio.

9. Escriba la fórmula que corresponde a los siguientes nombres de compuestos: (a) Ácido Peryódico; (b) Cloruro de Plomo (IV); (c) Óxido de Arsénico (III); (d) Bisulfuro de sodio; (e) Arsenito de Potasio; (f) Nitrato estannoso; (g) Fosfato de aluminio; (h) Ácido mangánico; (i) Tiocianato de amonio.

**R:**  $\text{HIO}_4$ ; (b)  $\text{PbCl}_4$ ; (c)  $\text{As}_2\text{O}_3$ ; (d)  $\text{NaHS}$ ; (e)  $\text{K}_3\text{AsO}_3$ ; (f)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ ; (g)  $\text{AlPO}_4$ ; (h)  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ; (i)  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .

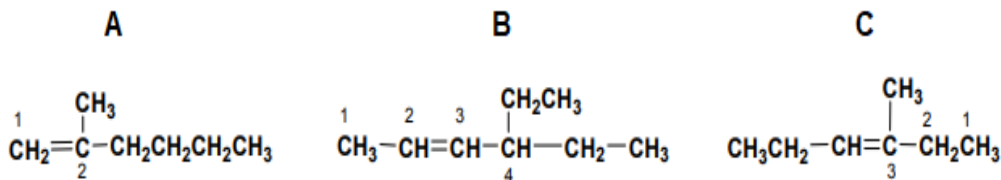
10. Diga el nombre de los siguientes hidrocarburos saturados:



**R:** a) 3-Metilhexano; b) 2,3-Dimetilpentano; 2,2,3-trimetilbutano.

**Monografía 3:** Fórmulas, ecuaciones químicas y nomenclatura

11. Diga el nombre de los siguientes hidrocarburos insaturados:

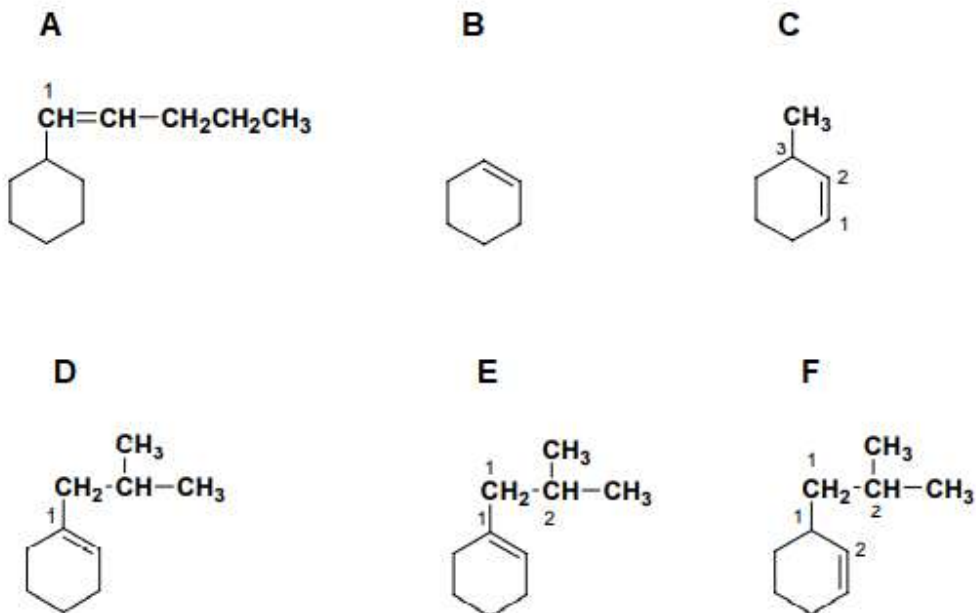


**R:** a) 2-Metil-1-hexeno; b) 4-Etil-2-hexeno; c) 3-Metil-3-hexeno.

12. Represente las estructuras de los siguientes hidrocarburos:

a) 1-Ciclohexil-1-penteno; b) Ciclohexeno; c) 3-Metilciclohexeno; d) 1-Isobutilciclohexeno; e) 1-(1-Ciclohexenil)-2-.metilpropano; f) 1-(2-Ciclohexenil)-2-.metilpropano

**R:**



13. Represente las estructuras de los siguientes hidrocarburos aromáticos:

a) Propilbenceno o 1-Fenilpropano

b) 1,2,3-Trimetilbenceno

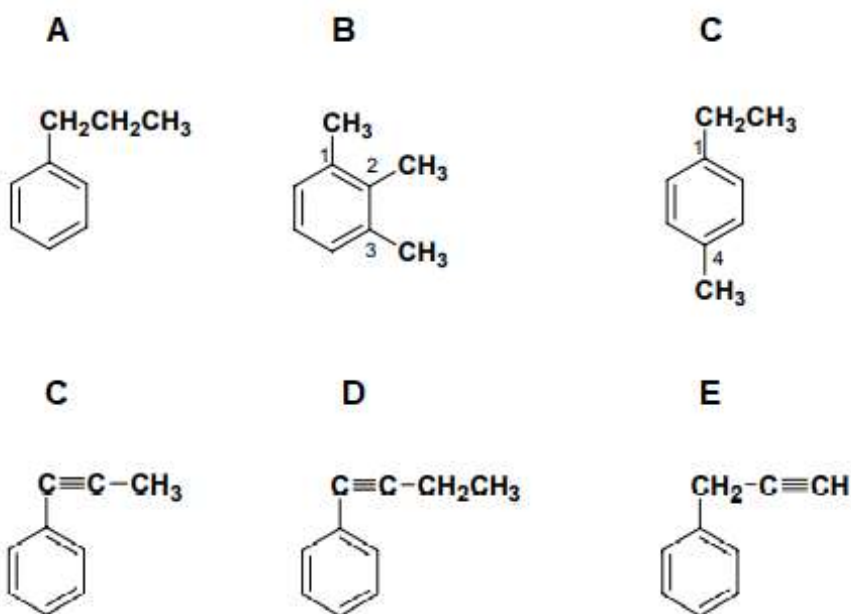
c) p-Etilmetilbenceno

d) 1-Fenilpropino

e) 1-Fenil-1-butino

f) 3-Fenil- 1-propino

**R:**

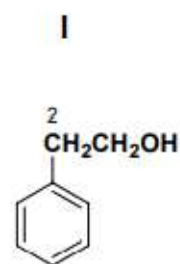
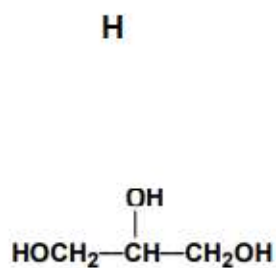
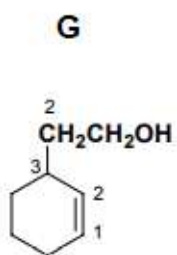
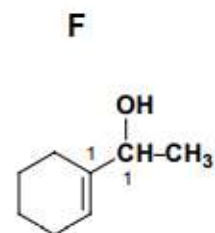
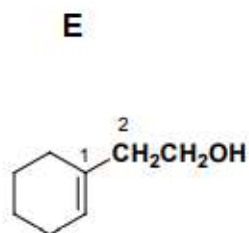
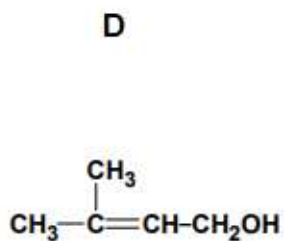
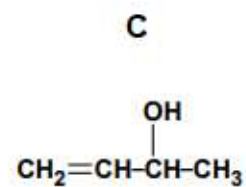
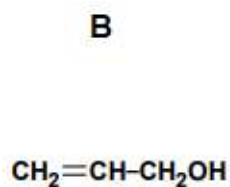
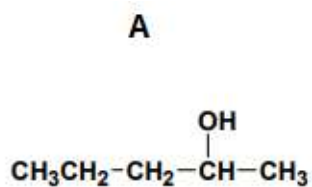


14. Represente las estructuras de los siguientes alcoholes:

a) 2-Pentanol

b) 2-Propen-1-ol o alcohol alílico

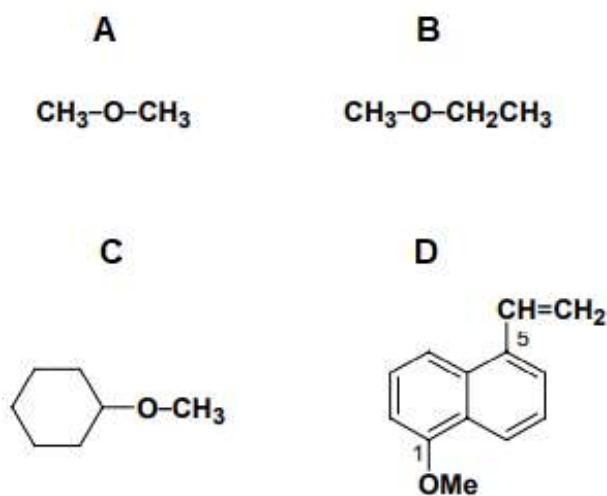
- c) 3-Buten-2-ol  
 d) 3-Metil-2-buten-1-ol  
 e) 2-(1-Ciclohexenil) etanol  
 f) 1-(1-Ciclohexenil) etanol  
 g) 2-(2-Ciclohexenil) etanol  
 h) 1,2,3-Propanotiol o Glicerina  
 i) 2-Feniletanol



15. Represente las estructuras de los siguientes éteres:

- a) Dimetil éter
- b) Etil metil éter
- c) Cicohexil metil éter
- d) 1-Metoxi-5-vinilnaftaleno

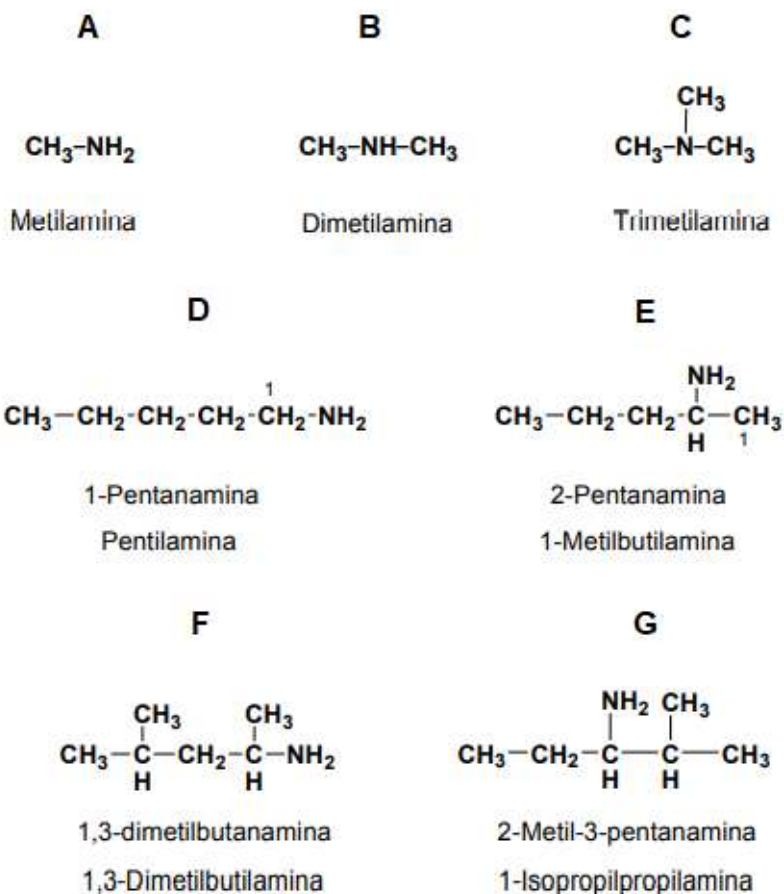
**R:**



16. Represente las estructuras de los siguientes éteres:

- a) Metilamina
- b) Dimetilamina
- c) Trimetilamina
- d) 1-Pentamina o Pentilamina
- e) 2-Pentanamina o 1-Metil butilamina
- f) 1,3-dimetilbutilamina
- g) 2-Metil-3-pentamina o 1-isopropilpropilamina

R:

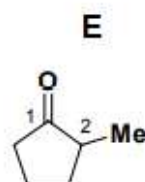
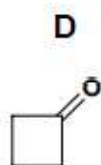
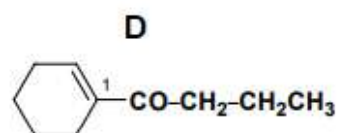
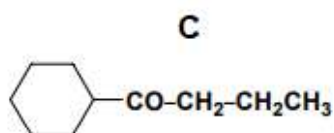
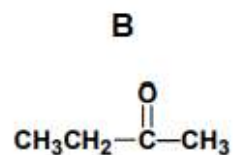
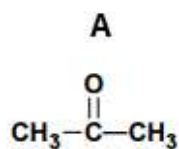


17. Represente las estructuras de los siguientes éteres:

- Dimetil cetona, propanona o acetona
- Etil metilcetona o butanona
- Ciclohexil propil cetona
- 1-Ciclohexenil propil cetona
- Ciclobutanona
- 2-Meticiclopentanona



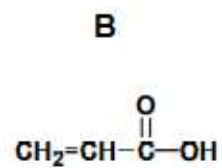
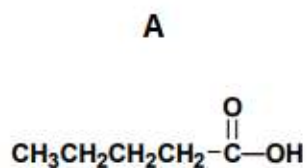
R:

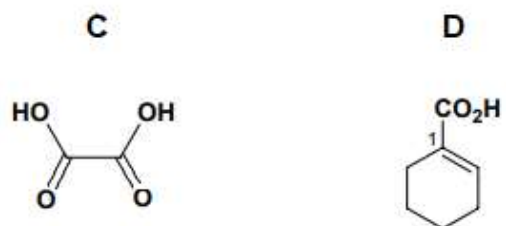


18. Represente las estructuras de los siguientes ácidos:

- Ácido pentanoico o Ácido valérico
- Ácido propenoico o Ácido acrílico
- Ácido etanodioico o Ácido oxálico
- Ácido 1-Ciclohexen-1-carboxílico

R:

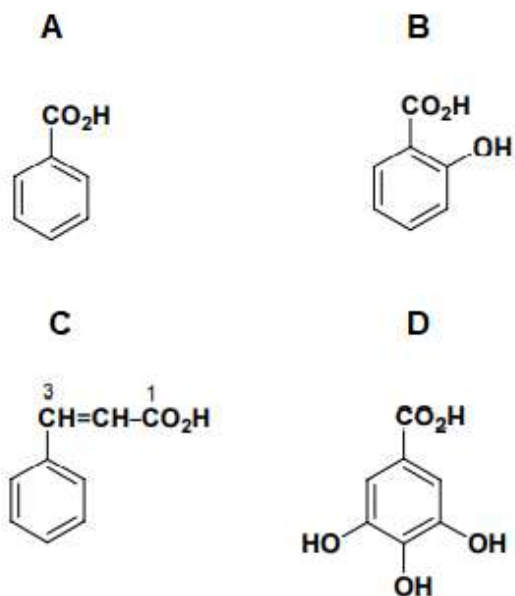




19. Represente las estructuras de los siguientes ácidos aromáticos:

- a) Ácido benzoico
- b) Ácido o-hidroxibenzoico o Ácido salicílico
- c) Ácido 3-fenilpropenoico o Ácido cinámico
- d) Ácido 3,4,5 trihidroxibenzoico o Ácido gálico

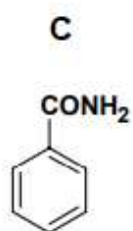
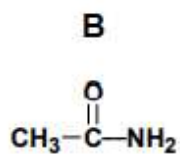
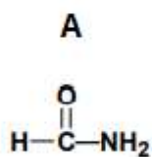
**R:**



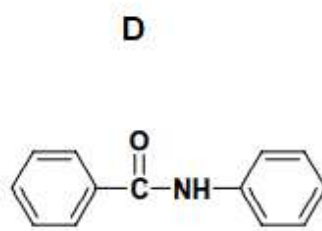
20. Represente las estructuras de las siguientes amidas:

- a) Formamida
- b) Acetamida
- c) Benzamida
- d) Benzanilida o (N-benzoil) Anilina

**R:**



Benzamida



Benzanilida  
(N-Benzoil) anilina

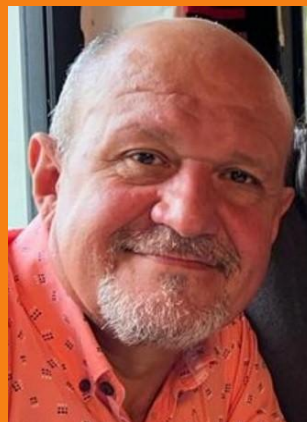


# Bibliografía

1. Duveen DI, Klickstein HS. The Introduction of Lavoisier's Chemical Nomenclature into America. Isis. The University of Chicago Press; 1954
2. García Belmar A, Bertomeu Sánchez JR. Nombrar la materia. Barcelona, El Serbal; 1999. ISBN 9788476282670.
3. <https://www.uv.es/~bertomeu/biblio.htm>
4. <http://www.scs.uiuc.edu/~mainzv/exhibit/lavoisier.htm>
5. [http://www.slcc.edu/schools/hum\\_sci/physics/whatis/biography/dalton.html](http://www.slcc.edu/schools/hum_sci/physics/whatis/biography/dalton.html).
6. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/dalton.html>
7. Melhado EM. Jöns Jacob Berzelius. Encyclopedia Britannica, August 16; 2022. <https://www.britannica.com/biography/Jons-Jacob-Berzelius>.
8. Wisniak J. Jöns Jacob Berzelius A Guide to the Perplexed Chemist. The Chemical Educator. 2000; 5(6): PP. 343-350. doi:10.1007/s00897000430a.
9. Mahan MB, Myers RJ. Química, Curso Universitario. 4a. ed, Addison-Wesley Iberoamericana; 1987.
10. Chang R. Química, 4a ed, McGraw-Hill; 1992.
11. Menolasina SJ. Química general aplicada a las ciencias de la salud. Venezuela: Consejo de Publicaciones ULA; 2009.
12. Lewis GN. The atom and the molecule. Journal of the American Chemical Society. 1916; 38(4): pp. 762-785.
13. Benfey T. Classics in the theory of Chemical Combination, Dover Publications, New York, 1963.
14. Pauling L. The nature of the chemical bond. II. The one-electron bond and the three-electron bond. Journal of the American Chemical Society. 1931; 53(9): pp. 3225-3237.

15. Burt, CP. The recording of valence and ions in terms of electrons. *J. Chem. Educ.* 1930; 7: pp. 2124.
16. Eichinger JWJ. Anticipating “valences” from electron configurations. *J. Chem. Educ.* 1967; 44: pp. 689
17. Gillespie RJ., Nyholm RS. *Quart. Rev.* 1957; 11: pp. 339.
18. Stoker HS. *General Organic and Biological Chemistry*. Cengage Learning; 2009. p. 119. ISBN 9780547152813.
19. Gillespie RJ. The Valence-shell Electron-pair Repulsion (VSEPR) Theory of Directed Valency. *J. Chem. Educ.* 1963; 40: pp. 295.
20. Gillespie RJ, Hargittai I. *The VSEPR Model of Molecular Geometry*. Dover Books on Chemistry. Editor Courier Corporation; 2013. ISBN 0486310523, 9780486310527.
- 21a. Pauling LGN. Lewis and the chemical bond. *J. Chem. Educ.* 1984; 61: pp. 201.
- 21b. <https://rseq.org/wp-content/uploads/2018/09/6-DocumentoFinal-Todo.pdf>
21. Holleran EM, Jespersen ND. Elementary oxidation-number rules (CEC). *J. Chem. Educ.* 1980; 57: pp.670.
22. Carey FA. *Química orgánica*. Ed. McGraw-Hill. Madrid. 3ª. Edición; 1999.
23. Morrison RT, Boyd RN. *Química orgánica*. Pearson Educación. México; 1990.
24. Carroz D. *Química Orgánica Básica*. 2da Edición. Tomos 1 y 2. Ediciones del Rectorado de la Universidad de los Andes. Mérida. Venezuela; 1997. ISBN: 978-980-11-1268-6.
25. <https://www3.uji.es/~safont/olimpiada/material/orgnuc18.pdf>.





Nacido en Valera, Estado Trujillo, Venezuela, en el año 1960, el profesor Sabino José Menolasina Monrreal, es Licenciado en Química, 1984, Universidad de Los Andes (ULA), Mérida-Venezuela; Especialista en Química Aplicada: Mención Electroquímica, 1991, (ULA), Mérida-Venezuela; PhD en Química, 1996, University of Bath (Inglaterra).

Profesor Titular de la ULA, Mérida-Venezuela, (1989-2016); Profesor (Docente Ocasional) de la Escuela Superior de Chimborazo (ESPOCH), Ecuador, (2016-2018). Profesor (Postgrado) en la ESPOCH y en la Universidad Técnica de Ambato (UTA), Ecuador, (2019).

Director de varias tesis de postgrado (Doctorado y Maestría) y pregrado en la ULA. Autor de más de 20 publicaciones en revistas científicas nacionales e internacionales.

Autor de capítulos en libros: Capítulo 11: Electroquímica con electrodos, en el libro de Fisicoquímica para Ciencias de la Salud (1997); Capítulo 10: Nanotecnología aplicada en el campo de Ciencias de la Salud, en el libro Nanopartículas: Fundamentos y Aplicaciones (2015).

Autor de varios libros: Fundamentos y Aplicaciones de Electroquímica (2004); Fisicoquímica en el campo farmacéutico y del bioanálisis (2005); Manual de Prácticas de Laboratorio de Fisicoquímica (2006); Química general aplicada a las Ciencias de la Salud (2009); Monografías de Química Básica y Aplicada (1 y 2) (2023): (1): La Materia, sus Estados, Propiedades, Composición, Leyes y Teorías que la gobiernan. (2): Enlace Químico.

Campo de investigación: Electroquímica aplicada en el campo de la Ingeniería Química y ciencias de la salud.

Ha sido galardonado en varios programas de estímulo a la docencia e investigación: Reconocimientos y Estímulos del Reglamento de Evaluación Integral al Desempeño del Personal Académico de la ESPOCH (2017); Programa Estimulo a la Docencia Universitaria (PED) de la ULA (2015); Distinción “Dr. Mariano Picón Salas” en su segunda clase, por sobresaliente trayectoria en docencia universitaria, ULA (2013); Programa de Estímulo al Investigador de la ULA (PEI-ULA) (1998-2015).