

Altamirano-Briones Gustavo  
(Organizador)

# PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTEQUIOMETRÍA

Altamirano-Briones Gustavo  
Armas-Blacio Cristhian  
Ruiz-Dávila Lenin  
Jiménez-Noboa Fernando  
Góngora-Muñoz Érika  
Dueñas-Utreras Juan  
Macías-Pro Michael  
Sánchez-Mendoza Virginia  
Mesías-Gallo Freddy  
Zambrano-Mendoza Luisa  
Cedeño-Guzmán Wilson  
Cedeño-Briones Blanca  
(Autores)



UNIVERSIDAD  
TÉCNICA DE  
MANABÍ  
Fundada en 1952



ESPAMMFL  
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA  
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FÉLIX LÓPEZ

Atena  
Editora  
Año 2024

Altamirano-Briones Gustavo  
(Organizador)

# PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTEQUIOMETRÍA

Altamirano-Briones Gustavo  
Armas-Blacio Cristhian  
Ruiz-Dávila Lenin  
Jiménez-Noboa Fernando  
Góngora-Muñoz Érika  
Dueñas-Utreras Juan  
Macías-Pro Michael  
Sánchez-Mendoza Virginia  
Mesías-Gallo Freddy  
Zambrano-Mendoza Luisa  
Cedeño-Guzmán Wilson  
Cedeño-Briones Blanca  
(Autores)



UNIVERSIDAD  
TÉCNICA DE  
MANABÍ  
Fundada en 1952



ESPAMMFL  
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA  
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FÉLIX LÓPEZ

Atena  
Editora  
Año 2024

**Editora jefe**

Profª Drª Antonella Carvalho de Oliveira

**Editora ejecutiva**

Natalia Oliveira

**Asistente editorial**

Flávia Roberta Barão

**Bibliotecario**

Janaina Ramos

**Proyecto gráfico**

Ellen Andressa Kubisty

Luiza Alves Batista

Nataly Evilin Gayde

Thamires Camili Gayde

**Imágenes de portada**

iStock

**Edición de arte**

Luiza Alves Batista

2024 por *Atena Editora*

*Copyright* © *Atena Editora*

*Copyright* do texto © 2024 El autor

*Copyright* de la edición © 2024 *Atena Editora*

Derechos de esta edición concedidos a *Atena Editora* por el autor.

*Open access publication by* *Atena Editora*



Todo el contenido de este libro tiene una licencia de Creative Commons Attribution License. Reconocimiento-No Comercial-No Derivados 4.0 Internacional (CC BY-NC-ND 4.0).

El contenido del texto y sus datos en su forma, corrección y confiabilidad son de exclusiva responsabilidad del autor, y no representan necesariamente la posición oficial de *Atena Editora*. Se permite descargar la obra y compartirla siempre que se den los créditos al autor, pero sin posibilidad de alterarla de ninguna forma ni utilizarla con fines comerciales.

Los manuscritos nacionales fueron sometidos previamente a una revisión ciega por pares por parte de miembros del Consejo Editorial de esta editorial, mientras que los manuscritos internacionales fueron evaluados por pares externos. Ambos fueron aprobados para su publicación en base a criterios de neutralidad académica e imparcialidad.

*Atena Editora* se compromete a garantizar la integridad editorial en todas las etapas del proceso de publicación, evitando plagios, datos o entonces, resultados fraudulentos y evitando que los intereses económicos comprometan los estándares éticos de la publicación. Las situaciones de sospecha de mala conducta científica se investigarán con el más alto nivel de rigor académico y ético.

## **Consejo Editorial**

### **Ciencias Exactas y de la Terra y Ingeniería**

- Prof. Dr. Adélio Alcino Sampaio Castro Machado – Universidade do Porto
- Profª Drª Alana Maria Cerqueira de Oliveira – Instituto Federal do Acre
- Profª Drª Ana Grasielle Dionísio Corrêa – Universidade Presbiteriana Mackenzie
- Profª Drª Ana Paula Florêncio Aires – Universidade de Trás-os-Montes e Alto Douro
- Prof. Dr. Carlos Eduardo Sanches de Andrade – Universidade Federal de Goiás
- Profª Drª Carmen Lúcia Voigt – Universidade Norte do Paraná
- Prof. Dr. Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua – Colégio Militar Dr. José Aluisio da Silva Luz / Colégio Santa Cruz de Araguaína/TO
- Profª Drª Cristina Aledi Felseburgh – Universidade Federal do Oeste do Pará
- Prof. Dr. Diogo Peixoto Cordova – Universidade Federal do Pampa, Campus Caçapava do Sul
- Prof. Dr. Douglas Gonçalves da Silva – Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia
- Prof. Dr. Eloi Rufato Junior – Universidade Tecnológica Federal do Paraná
- Profª Drª Érica de Melo Azevedo – Instituto Federal do Rio de Janeiro
- Prof. Dr. Fabrício Menezes Ramos – Instituto Federal do Pará
- Prof. Dr. Fabrício Moraes de Almeida – Universidade Federal de Rondônia
- Profª Drª Glécilla Colombelli de Souza Nunes – Universidade Estadual de Maringá
- Prof. Dr. Hauster Maximiler Campos de Paula – Universidade Federal de Viçosa
- Profª Drª Iara Margolis Ribeiro – Universidade Federal de Pernambuco
- Profª Drª Jéssica Barbosa da Silva do Nascimento – Universidade Estadual de Santa Cruz
- Profª Drª Jéssica Verger Nardeli – Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho
- Prof. Dr. Juliano Bitencourt Campos – Universidade do Extremo Sul Catarinense
- Prof. Dr. Juliano Carlo Rufino de Freitas – Universidade Federal de Campina Grande
- Prof. Dr. Leonardo França da Silva – Universidade Federal de Viçosa
- Profª Drª Luciana do Nascimento Mendes – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte
- Prof. Dr. Marcelo Marques – Universidade Estadual de Maringá
- Prof. Dr. Marco Aurélio Kistemann Junior – Universidade Federal de Juiz de Fora
- Prof. Dr. Marcos Vinicius Winckler Caldeira – Universidade Federal do Espírito Santo
- Profª Drª Maria Iaponeide Fernandes Macêdo – Universidade do Estado do Rio de Janeiro
- Profª Drª Maria José de Holanda Leite – Universidade Federal de Alagoas
- Profª Drª Mariana Natale Fiorelli Fabiche – Universidade Estadual de Maringá
- Prof. Dr. Miguel Adriano Inácio – Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais
- Prof. Dr. Milson dos Santos Barbosa – Universidade Tiradentes
- Profª Drª Natiéli Piovesan – Instituto Federal do Rio Grande do Norte
- Profª Drª Neiva Maria de Almeida – Universidade Federal da Paraíba
- Prof. Dr. Nilzo Ivo Ladwig – Universidade do Extremo Sul Catarinense
- Profª Drª Priscila Natasha Kinas – Universidade do Estado de Santa Catarina
- Profª Drª Priscila Tessmer Scaglioni – Universidade Federal de Pelotas
- Prof. Dr. Rafael Pacheco dos Santos – Universidade do Estado de Santa Catarina
- Prof. Dr. Ramiro Picoli Nippes – Universidade Estadual de Maringá
- Profª Drª Regina Célia da Silva Barros Allil – Universidade Federal do Rio de Janeiro
- Prof. Dr. Sidney Gonçalo de Lima – Universidade Federal do Piauí
- Prof. Dr. Takeshy Tachizawa – Faculdade de Campo Limpo Paulista

## Problemas resueltos de química general: estequiometría

**Diagramación:** Camila Alves de Cremo  
**Corrección:** Jeniffer dos Santos  
**Indexación:** Amanda Kelly da Costa Veiga  
**Revisión:** Los autores

### Datos de catalogación en publicación internacional (CIP)

P962 Problemas resueltos de química general: estequiometría /  
Organizador Altamirano-Briones Gustavo. – Ponta  
Grossa - PR: Atena, 2024.

**Autores**

Altamirano-Briones Gustavo  
Armas Blacio Cristhian  
Ruiz Dávila Lenin Vladimir  
Jiménez Noboa Víctor Fernando  
Góngora Muñoz Erika Jahaira  
Dueñas Utreras Juan Antonio  
Macías Pro Michael Annibal  
Sánchez Mendoza Virginia Annabelt  
Freddy Wilberto Mesías Gallo  
Luisa Ana Zambrano Mendoza  
Cedeño Guzmán Wilson Paul  
Cedeño Briones Blanca

Formato: PDF

Requisitos del sistema: Adobe Acrobat Reader

Modo de acceso: World Wide Web

Incluye bibliografía

ISBN 978-65-258-3024-7

DOI: <https://doi.org/10.22533/at.ed.247241312>

1. Química. I. Gustavo, Altamirano-Briones  
(Organizador). II. Título.

CDD 540

**Preparado por Bibliotecario Janaina Ramos – CRB-8/9166**

**Atena Editora**

Ponta Grossa – Paraná – Brasil

Telefone: +55 (42) 3323-5493

[www.atenaeditora.com.br](http://www.atenaeditora.com.br)

[contato@atenaeditora.com.br](mailto:contato@atenaeditora.com.br)

## DECLARACIÓN DEL AUTOR

Para efectos de esta declaración, el término 'autor' se utilizará de forma neutral, sin distinción de género o número, salvo que se indique lo contrario. De esta misma forma, el término 'obra' se refiere a cualquier versión o formato de creación literaria, incluidos, pero no limitando a artículos, e-books, contenidos en línea, de acceso abierto, impresos y/o comercializados, independientemente del número de títulos o volúmenes. El autor de esta obra: 1. Atestigua que no tiene ningún interés comercial que constituya un conflicto de intereses en relación con la obra publicada; 2. Declara que participó activamente en la elaboración de la obra, preferentemente en: : a) Concepción del estudio, y/o adquisición de datos, y/o análisis e interpretación de datos; b) Preparación del artículo o revisión con el fin de que el material sea intelectualmente relevante; c) Aprobación final de la obra para su presentación; 3. Certifica que la obra publicada está completamente libre de datos y/o resultados fraudulentos; 4. Confirma la citación y referencia correcta de todos los datos e interpretaciones de datos de otras investigaciones; 5. Reconoce haber informado todas las fuentes de financiamiento recibidas para realizar la investigación; 6. Autoriza la edición de la obra, que incluye registros de la ficha catalográfica, ISBN, DOI y otros indexadores, diseño visual y creación de portada, maquetación del núcleo, así como su lanzamiento y difusión según los criterios de Atena Editora.

## DECLARACIÓN DE LA EDITORIAL

Atena Editora declara, para todos los efectos legales, que: 1. La presente publicación sólo constituye una cesión temporal de los derechos de autor, del derecho de publicación, y no constituye responsabilidad solidaria en la creación de la obra publicada, en los términos de la Ley de Derechos de Autor (Ley 9610/98), del art. 184 del Código Penal y del art. 927 del Código Civil; 2. Autoriza e incentiva a los autores a firmar contratos con repositorios institucionales, con el fin exclusivo de divulgar la obra, siempre que se reconozca debidamente la autoría y edición y sin ningún fin comercial; 3. La editorial puede poner la obra a disposición en su sitio web o aplicación, y el autor también puede hacerlo a través de sus propios medios. Este derecho solo se aplica en caso de que la obra no se comercialice a través de librerías, distribuidores o plataformas asociadas. Cuando la obra se comercialice, los derechos de autor se cederán al autor al 30% del precio de cubierta de cada ejemplar vendido; 4. Todos los miembros del consejo editorial son doctores y están vinculados a instituciones públicas de educación superior, conforme a lo recomendado por CAPES para la obtención del libro Qualis; 5. De conformidad con la Ley General de Protección de Datos (LGPD), la editorial no cede, comercializa o autoriza el uso de los nombres y correos electrónicos de los autores, ni ningún otro dato sobre los mismos, para cualquier finalidad que no sea la divulgación de esta obra.

<b>INTRODUCCIÓN .....</b>	<b>1</b>
<b>CAPÍTULO I: FÓRMULAS MOLECULARES Y EMPÍRICAS .....</b>	<b>2</b>
INTRODUCCIÓN .....	2
1.1. Mol, masa, moléculas y átomos .....	2
1.2. Refuerzo de masa atómica y masa molecular .....	4
1.3. Composición porcentual .....	6
1.4. Fórmula empírica y molecular .....	9
LECTURAS RECOMENDADAS .....	14
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	14
ACTIVIDADES.....	14
SOLUCIONARIO .....	23
<b>CAPÍTULO II: ESTEQUIOMETRÍA.....</b>	<b>62</b>
INTRODUCCIÓN .....	62
2.1. Estequiometría .....	62
2.2. Reactivo limitante, pureza, rendimiento .....	72
2.3. Una pequeña aplicación en Python .....	87
LECTURAS RECOMENDADAS .....	89
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	89
ACTIVIDADES.....	90
SOLUCIONARIO .....	103
<b>SOBRE LOS AUTORES.....</b>	<b>157</b>

# INTRODUCCIÓN

La química general es una disciplina fundamental que forma la base para entender una amplia gama de fenómenos científicos y aplicaciones tecnológicas. Este libro está diseñado para proporcionar a los estudiantes una comprensión sólida de los conceptos esenciales a través de ejercicios resueltos, permitiéndoles aplicar y reforzar sus conocimientos de manera efectiva, el texto está distribuido en dos capítulos:

Capítulo 1: Fórmulas Moleculares y Empíricas, que explora los cálculos básicos de masas moleculares, determinación de fórmulas empíricas y composiciones porcentuales.

Capítulo 2: Estequiometría, que explora los conceptos de las leyes ponderales, cálculos de reactivos limitantes, pureza, rendimientos y algunas aplicaciones a la industria.

Este libro tiene como objetivo ser una herramienta de aprendizaje práctico y accesible, permitiendo a los estudiantes enfrentar y resolver problemas típicos que encontrarán en sus cursos de nivelación de carrera o preuniversitarios. Cada ejercicio ha sido seleccionado y resuelto cuidadosamente para ilustrar los principios clave y proporcionar una guía clara y comprensible. Al trabajar con estos ejercicios, los estudiantes podrán fortalecer su comprensión y confianza en la química básica, preparando el terreno para estudios más avanzados y aplicaciones prácticas en diversas áreas y carreras.

# CAPÍTULO I: FÓRMULAS MOLECULARES Y EMPÍRICAS

## INTRODUCCIÓN

La química, como disciplina científica, se fundamenta en conceptos abstractos como elementos, sustancias, moléculas, iones e interacciones. Estos conceptos no solo describen la naturaleza de la materia, sino que también han sido modelados y entendidos a lo largo de la historia de una manera no lineal y en constante evolución.

En este capítulo, se abordan estos fundamentos esenciales para comprender la composición de las sustancias químicas y su comportamiento de forma teórica y práctica mediante la resolución de ejercicios, los cuales permitirán calcular y diferenciar fórmulas empíricas y moleculares, proporcionando una base sólida para la interpretación y aplicación de conceptos químicos fundamentales en estudiantes de cualquier nivel.

### 1.1. Mol, masa, moléculas y átomos

El mol es una medida fundamental que indica cantidad de sustancia, se define como la cantidad de átomos, moléculas, partículas o iones que contiene una sustancia y que es exactamente igual al número de átomos contenidos en 12 gramos de carbono  $^{12}\text{C}$ .

#### ¿Pero cuantos átomos existen en 12 gramos de $^{12}\text{C}$ ?

El físico *Perrin*, premio Nobel en 1926, descubrió que la cantidad de átomos contenidos en 12 g de  $^{12}\text{C}$  equivalen a **6,022·10<sup>23</sup> átomos**; y este número fue nombrado como constante de Avogadro en honor a Amedeo Avogadro.

#### Entonces:

- Un mol tiene 6,022·10<sup>23</sup> átomos, moléculas, iones, partículas, etc. de cualquier sustancia.
- A partir de los gramos de una sustancia y su peso molecular se puede calcular sus moles y la cantidad de moléculas.

**Nota:**  
Jean Baptiste Perrin, fue un físico francés galardonado con el premio Nobel de física por sus estudios de discontinuidad de la materia.

Para cálculos de número de moles, moléculas, partículas, etc. es conveniente usar la siguiente ecuación:

$$n = \frac{W}{\mathcal{M}} = \frac{N_i}{N_A} \quad (1.1)$$

Donde:

- $n$  número de moles de la sustancia
- $W$  peso de la sustancia
- $\mathcal{M}$  masa molecular o masa atómica (en caso de ser elemento)
- $N_A$  número de Avogadro 6,022·10<sup>23</sup>
- $N_i$  número de moléculas, iones, partículas, átomos de una sustancia.

**Ejemplo 1.1.** Determine el número de aguacates contenidos en una docena, una gruesa, una centena, un millardo y un mol, (una gruesa es una docena de docenas 1212).

	1 docena	1 gruesa	1 centena	1 millardo	1 mol
N° de					
Aguacates	12	144	100	$10^9$	$6,022 \cdot 10^{23}$

**Ejemplo 1.2.** Determine el número de moléculas y de moles de  $\text{CO}_2$  contenidos en 24,5 libras de  $\text{CO}_2$  sabiendo que su peso molecular es 44 g/mol.

$$24,5 \text{ lb } \text{CO}_2 \cdot \frac{1000 \text{ g } \text{CO}_2}{2,2 \text{ lb } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} = 253,10 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$253,10 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 1,52 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } \text{CO}_2$$

**Ejemplo 1.3.** Calcular el número de átomos de carbono, de oxígeno y átomos totales contenidas en  $1,52 \cdot 10^{26}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

$$1,52 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 3,04 \cdot 10^{26} \text{ átomos de O}$$

$$1,52 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ átomo de C}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 1,52 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

$$1,52 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 4,56 \cdot 10^{26} \text{ átomos totales}$$

**Ejemplo 1.4.** ¿Cuántos electrones hay en 43,7 moles de electrones?

$$43,7 \text{ mol } e^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} e^-}{1 \text{ mol } e^-} = 2,63 \cdot 10^{25} e^-$$

**Ejemplo 1.5.** ¿Cuántos iones de sodio tendremos en una solución que tiene 26 kg de carbonato de sodio?

$$26 \text{ kg } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{Na}^+}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Na}^+}{1 \text{ mol } \text{Na}^+} = 2,95 \cdot 10^{26} \text{ Na}^+$$

**Ejemplo 1.6.** ¿Cuántas moles de partículas de oro hay en  $8,34 \cdot 10^{28}$  partículas de oro?

$$8,34 \cdot 10^{28} \text{ partículas Au} \cdot \frac{1 \text{ mol partículas Au}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas Au}} = 1,38 \cdot 10^5 \text{ mol partículas Au}$$

**Ejemplo 1.7.** ¿A cuántas moles equivalen  $8,36 \cdot 10^{30}$  fotones?

$$8,36 \cdot 10^{30} \text{ fotones} \cdot \frac{1 \text{ mol fotones}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}} = 1,39 \cdot 10^7 \text{ mol fotones}$$

**Ejemplo 1.8.** ¿Cuántas papas hay en un mol de papas?

$$1 \text{ mol de papas} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ papas}}{1 \text{ mol de papas}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ papas}$$

En la Figura 1.1 se muestra un esquema para poder realizar la conversión entre masa, moles, moléculas y átomos.

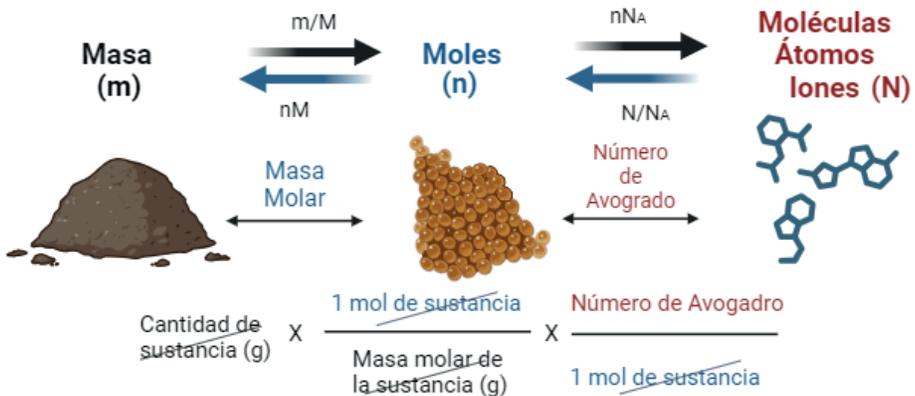


Figura 1.1. Procedimiento para pasar de gramos, moles y unidades elementales. Fuente: Elaborada con Biorender.com

## 1.2. Refuerzo de masa atómica y masa molecular

La **masa atómica** es la masa ponderada de los isótopos naturales de un elemento. Esta puede encontrarse en las tablas periódicas bajo la unidad <<u>> unidad de masa atómica.

**Ejemplo 1.9.** Calcule la masa atómica ponderada del carbono sabiendo que:

	Masa (u)	Abundancia (%)
$^{12}\text{C}$	12,000000	98,89
$^{13}\text{C}$	13,003345	1,11

$$\text{Masa ponderada} = \left( 12 \text{ u} \cdot \frac{99,89\%}{100\%} \right) + \left( 13,003345 \text{ u} \cdot \frac{1,11\%}{100\%} \right)$$

$$\text{Masa ponderada} = 12,131137 \text{ u}$$

El término **masa molar** puede utilizarse para indicar la masa de una sustancia contenida por mol. La unidad de masa atómica “u” tiene una masa de  $1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$ .

**Ejemplo 1.10.** Calcule la masa molar del carbono.

$$12,131137 \frac{1 \text{ u}}{\text{átomo de C}} \cdot \frac{1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ 000 g}}{1 \text{ kg}} = 2,014424 \cdot 10^{-23} \text{ g Carbono}$$

$$2,014424 \cdot 10^{-23} \frac{g C}{\text{átomo de C}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{átomos de C}}{1 \text{ mol C}} = 12,130861 \text{ g/mol}$$

Como es evidente para el cálculo, la masa atómica de los elementos también puede verse como la masa molar (**la masa contenida en un mol de la sustancia**).

**La masa molecular** es la suma de las masas atómicas de los elementos que componen una molécula.

**Ejemplo 1.11.** Calcule la masa molecular de las siguientes sustancias:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



C 12,001 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\mathcal{M} = 12,001 \text{ g/mol} + 2 \cdot (15,999 \text{ g/mol}) = 43,999 \text{ g/mol}$$



H 1,008 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\mathcal{M} = 2 \cdot (1,008 \text{ g/mol}) + 15,999 \text{ g/mol} = 18,015 \text{ g/mol}$$



H 1,008 g/mol

N 14,006 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\mathcal{M} = 1,008 \text{ g/mol} + 14,006 \text{ g/mol} + 3 \cdot (15,999 \text{ g/mol}) = 63,011 \text{ g/mol}$$



H 1,008 g/mol

S 32,065 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\mathcal{M} = 2 \cdot (1,008 \text{ g/mol}) + 32,065 \text{ g/mol} + 4 \cdot (15,999 \text{ g/mol}) = 98,077 \text{ g/mol}$$

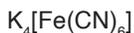


Ca 40,078 g/mol

H 1,008 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\mathcal{M} = 40,078 \text{ g/mol} + 2 \cdot (15,999 \text{ g/mol} + 1,008 \text{ g/mol}) = 74,092 \text{ g/mol}$$



K 39,098 g/mol

C 12,001 g/mol

N 14,006 g/mol

Fe 55,845 g/mol

$$\begin{aligned} \mathcal{M} &= 4 \cdot (39,098 \text{ g/mol}) + [55,845 \text{ g/mol} + 6 \cdot (12,001 \text{ g/mol} + 14,006 \text{ g/mol})] \\ &= 368,279 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

### 1.3. Composición porcentual

La composición porcentual es la cantidad de un elemento en 100 partes del compuesto. Para su cálculo se requiere conocer la fórmula del compuesto y sus masas atómicas; esta se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$\%_X = \frac{n \text{ (masa atómica del elemento } X)}{\mathcal{M}} \cdot 100\% \quad (1.2)$$

Donde,  $\%_X$  es la composición porcentual,  $n$  es el número de átomos del elemento contenidas en el compuesto  $X$ ,  $M$  es la masa molar del elemento

**Ejemplo 1.12.** Calcule la composición porcentual de las siguientes sustancias:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

$\text{CO}_2$

C 12,001 g/mol

O 16 g/mol

$$\%_C = \frac{1 \cdot (12,001 \text{ g C})}{44 \text{ g CO}_2} \cdot 100\% = 27,3\%$$

$$\%_O = \frac{2 \cdot (16 \text{ g O})}{44 \text{ g CO}_2} \cdot 100\% = 72,7 \%$$

$\text{H}_2\text{O}$

H 1,008 g/mol

O 15,999g/mol

$$\%_H = \frac{2 \cdot (1,008 \text{ g H})}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100\% = 11,1 \%$$

$$\%_O = \frac{(15,999 \text{ g O})}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100\% = 88,9 \%$$

$\text{HNO}_3$

H 1,008 g/mol

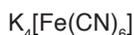
N 14,006 g/mol

O 15,999 g/mol

$$\%_H = \frac{(1,008 \text{ g H})}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot 100\% = 1,6 \%$$

$$\%_N = \frac{(14,006 \text{ g N})}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot 100\% = 22,2 \%$$

$$\%_O = \frac{3 \cdot (15,999 \text{ g O})}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot 100\% = 76,2 \%$$



K 39 g/mol

C 12,001 g/mol

N 14,006 g/mol

Fe 55,8 g/mol

$$\%_K = \frac{4 \cdot (39 \text{ g K})}{367,8 \text{ g } K_4[Fe(CN)_6]} \cdot 100\% = 42,4 \%$$

$$\%_C = \frac{6 \cdot (12,001 \text{ g C})}{367,8 \text{ g } K_4[Fe(CN)_6]} \cdot 100\% = 19,6 \%$$

$$\%_N = \frac{6 \cdot (14,006 \text{ g N})}{367,8 \text{ g } K_4[Fe(CN)_6]} \cdot 100\% = 22,8 \%$$

$$\%_{Fe} = \frac{(55,8 \text{ g Fe})}{367,8 \text{ g } K_4[Fe(CN)_6]} \cdot 100\% = 15,2 \%$$

En el caso de tener ejercicios que involucren análisis químicos elementales se puede utilizar la ecuación 1.3:

$$\%_x = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% \quad (1.3)$$

**Ejemplo 1.13.** En un analizador elemental se ingresan 0,3427 g de muestra de un compuesto desconocido, los resultados del análisis muestran que contiene 0,1424 g de C, 0,0953 g de H y el resto es oxígeno, calcular su composición porcentual.

$$\%_C = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1424 \text{ g}}{0,3427 \text{ g}} \cdot 100\% = 41,55 \%$$

$$\%_H = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,0953 \text{ g}}{0,3427 \text{ g}} \cdot 100\% = 27,81 \%$$

$$\%_O = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1050 \text{ g}}{0,3427 \text{ g}} \cdot 100\% = 30,64 \%$$

**Ejemplo 1.14.** Se analiza 0,4237 g de muestra de un compuesto, los resultados del análisis demuestran que contiene 0,1424 g de Ni, 0,0953 g de Cl y el resto es oxígeno, calcular su composición porcentual.

$$\%_{Ni} = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1424 \text{ g}}{0,4237 \text{ g}} \cdot 100\% = 33,61 \%$$

$$\%_{Cl} = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,0953 \text{ g}}{0,4237 \text{ g}} \cdot 100\% = 22,49 \%$$

$$\%_O = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1860 \text{ g}}{0,4237 \text{ g}} \cdot 100\% = 43,90 \%$$

**Ejemplo 1.15.** Se analiza 0,5497 g de muestra de un compuesto, los resultados del análisis demuestran que contiene 0,2415 g de Cu, 0,1953 g de H y el resto es nitrógeno, calcular su composición porcentual.

$$\%_{Cu} = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,2415 \text{ g}}{0,5497 \text{ g}} \cdot 100\% = 43,93 \%$$

$$\%_H = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1953 \text{ g}}{0,5497 \text{ g}} \cdot 100\% = 35,53 \%$$

$$\%_N = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\% = \frac{0,1129 \text{ g}}{0,5497 \text{ g}} \cdot 100\% = 20,54 \%$$

En el caso de un análisis químico **que formen compuestos diferentes al original** y que contengan uno de los elementos de la muestra original utilizaremos la ecuación 1.4:

$$\%_x = \frac{\text{Masa del compuesto formado}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot \frac{n(\text{masa atómica del elemento } X)}{\mathcal{M}_{\text{compuesto formado}}} \cdot 100\% \quad (1.4)$$

Donde,  $n$  es el número de átomos del elemento contenidas en el compuesto formado durante el análisis químico. Cuando el compuesto formado sea **agua y provenga de una molécula orgánica, esta masa permitirá calcular el % de hidrógeno** en la muestra original. Cuando el compuesto formado sea **CO<sub>2</sub> o**

**Nota:**

CO<sub>2</sub>, carbonatos → %<sub>C</sub>  
 H<sub>2</sub>O → %<sub>H</sub>  
 NH<sub>3</sub> → %<sub>N</sub>  
 SO<sub>3</sub>, sulfatos → %<sub>S</sub>  
 AgX → %<sub>x</sub>  
 X → halógeno

**cualquier carbonato formado permite determinar el % de carbono.** Si el compuesto es **amoniaco este permite calcular % de nitrógeno.** Cualquier sal de un halógeno como **AgCl, AgBr, permite calcular el % del halógeno** y el porcentaje de oxígeno se calcula por diferencia del resto de componentes.

**Ejemplo 1.16.** Se analiza 1,37 g de una sustancia orgánica desconocida, la combustión genera 2,010 g de CO<sub>2</sub> y 0,821 g de H<sub>2</sub>O, el resto del compuesto es oxígeno. Determinar la composición porcentual del compuesto (Ibarz. 1964).

$$\%_x = \frac{\text{Masa del compuesto formado}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot \frac{n(\text{masa atómica del elemento } X)}{\mathcal{M}_{\text{compuesto formado}}} \cdot 100\%$$

$$\%_C = \frac{2,010 \text{ g } CO_2}{1,37 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1(12,001 \text{ g } C)}{44 \text{ g } CO_2} \cdot 100\% = 40,01 \%$$

$$\%_H = \frac{0,821 \text{ g } H_2O}{1,37 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2(1,008 \text{ g } H)}{18 \text{ g } H_2O} \cdot 100\% = 6,66\%$$

$$\%_O = 100 - 40,01 - 6,66 = 53,33 \%$$

**Ejemplo 1.17.** Se analiza 0,248 g de una muestra de un compuesto orgánico que se combustiona, formando 0,0405 g de agua. El  $\text{CO}_2$  formado reacciona con  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  obteniendo 0,592 g carbonato de bario. La muestra posee también oxígeno. En otro análisis, 0,314 g de muestra reaccionan con  $\text{HNO}_3$  y  $\text{AgNO}_3$  generando 0,816 g de  $\text{AgCl}$ . Calcular la composición porcentual del compuesto (Ibarz. 1964).

$$\%_x = \frac{\text{Masa del compuesto formado}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot \frac{n(\text{masa atómica del elemento X})}{\mathcal{M}_{\text{compuesto formado}}} \cdot 100\%$$

$$\%_H = \frac{0,0405 \text{ g H}_2\text{O}}{0,248 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2(1,008 \text{ g H})}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100\% = 1,81 \%$$

$$\%_C = \frac{0,592 \text{ g BaCO}_3}{0,248 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1(12,001 \text{ g C})}{197,34 \text{ g BaCO}_3} \cdot 100\% = 14,52 \%$$

$$\%_{Cl} = \frac{0,816 \text{ g AgCl}}{0,314 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1(35,45 \text{ g Cl})}{143,32 \text{ g AgCl}} \cdot 100\% = 64,28 \%$$

$$\%_O = 100 - 1,81 - 14,52 - 64,28 = 19,39 \%$$

#### 1.4. Fórmula empírica y molecular

Las **fórmulas empíricas** conocidas también como fórmulas simplificadas o **mínimas** que indican la relación más baja posible entre los elementos de una molécula en números enteros, en general los pasos a seguir para calcular la formula empírica se resumen en la figura 1.2.

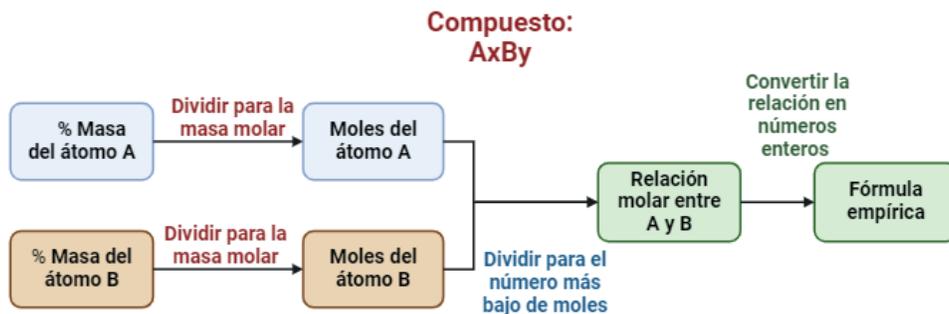


Figura 1.2. Procedimiento para determinar fórmulas empíricas. Fuente: Elaborada con Biorender.com

Las **fórmulas moleculares** o fórmulas reales indican la cantidad de cada elemento de una molécula en números enteros.

**Ejemplo 1.18.** Escriba las fórmulas empírica y molecular del benceno, el acetileno, peróxido de sodio, el óxido de zinc.

Sustancia	Fórmula molecular	Fórmula empírica
Benceno	$C_6H_6$	CH
Acetileno	$C_2H_2$	CH
Peróxido de sodio	$Na_2O_2$	NaO
Óxido de zinc	ZnO	ZnO

Existe una relación entre la fórmula empírica y la molecular:

$$\text{Fórmula molecular} = n \text{ Fórmula empírica} \quad (1.5)$$

Así para el benceno el factor n vale 6, en el acetileno n vale 2.

**Ejemplo 1.19.** Determine la fórmula molecular de la vitamina C y de un hidruro de boro, sabiendo que sus fórmulas empíricas y los pesos moleculares de cada compuesto son:  $C_3H_4O_3$  (vitamina C),  $M = 176$  g/mol y  $BH_3$ ,  $M = 27,7$  g/mol.

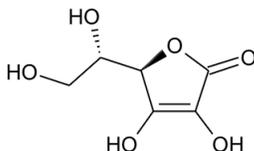
$$n = \frac{176}{(3 \cdot 12,001) + (4 \cdot 1,008) + (3 \cdot 15,999)} = 2$$

$$\text{Fórmula molecular} = n \text{ Fórmula empírica}$$

$$\text{Fórmula molecular} = 2 \cdot C_3H_4O_3$$

$$\text{Fórmula molecular} = C_6H_8O_6$$

A continuación, se muestra la estructura desarrollada de la molécula:



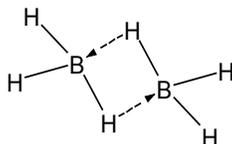
$$n = \frac{27,7}{(10,8) + (3 \cdot 1,008)} = 2$$

$$\text{Fórmula molecular} = n \text{ Fórmula empírica}$$

$$\text{Fórmula molecular} = 2 \cdot B_1H_3$$

$$\text{Fórmula molecular} = B_2H_6$$

A continuación, se muestra la estructura desarrollada de la molécula:



**Ejemplo 1.20.** Se analizan 1,370 g de un ácido orgánico, se forman 2,010 g de  $CO_2$  y 0,821 g de  $H_2O$ , en otro ensayo se neutraliza el ácido formando sal de plata; 2,158 g de la misma dejan por la calcinación 1,395 g de plata. Hallar la fórmula molecular de este ácido (Ibarz. 1964).

**Paso 1:** Determinar la fórmula porcentual de cada componente del ácido orgánico:

$$\%_C = \frac{2,010 \text{ g } CO_2}{1,370 \text{ g}} \cdot \frac{12,001 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 0,40 \cdot 100\% = 40,01 \%$$

$$\%_H = \frac{0,821 \text{ g } H_2O}{1,370 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} = 0,067 \cdot 100\% = 6,66 \%$$

$$\%_O = 100\% - 40,01\% - 6,66\% = 53,33 \%$$

**Paso 2:** Encontrar la relación por gramo de cada elemento, para esto se divide el % de cada elemento para su peso atómico:

$$r_C = \frac{40,01}{12,001} = 3,33$$

$$r_H = \frac{6,66}{1,008} = 6,66$$

$$r_O = \frac{53,33}{15,999} = 3,33$$

**Paso 3:** Encontrar el número de átomos de la molécula, se procede a **dividir la relación gramo de cada elemento para el valor más pequeño**, en este caso es 3,33:

$$\text{Átomos}_C = \frac{3,33}{3,33} \approx 1$$

$$\text{Átomos}_H = \frac{6,66}{3,33} \approx 2$$

$$\text{Átomos}_O = \frac{3,33}{3,33} = 1$$

**Paso 4:** Proceder a escribir la fórmula empírica:



**Paso 5:** Determinar el factor n para determinar la fórmula molecular:

$$\frac{1,395 \text{ g de Ag}}{107,9 \text{ g/mol Ag}} = 0,01293 \text{ moles Ag}$$

$$M(\text{sal}) = \frac{2,158 \text{ g sal de Ag}}{0,01293 \text{ moles Ag}} = 166,9 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{anión}) = 166,9 \text{ g/mol} - 107,9 \text{ g/mol Ag} = 59 \text{ g/mol}$$

Se debe recordar que se trabajó con un ácido orgánico, por tal motivo al anión se le adicionará la masa del hidrógeno proveniente del ácido original:

$$M(\text{ácido}) = 59 + 1 = 60 \text{ g/mol}$$

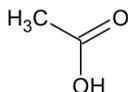
$$\text{Fórmula molecular} = n \text{ Fórmula empírica}$$

$$n = \frac{60}{30} = 2$$

El factor es 2

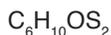
Fórmula molecular = n Fórmula empírica

Fórmula molecular = 2 CH<sub>2</sub>O = C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>



**Ejemplo 1.21.** El compuesto que brinda el olor característico al ajo tiene la siguiente composición porcentual, 44,4 % carbono, 6,21 % hidrógeno, 39,5 % azufre y 9,86 oxígeno. Determine su fórmula empírica, ¿cuál será su fórmula empírica y molecular sabiendo que su peso molecular es de 162 g/mol?

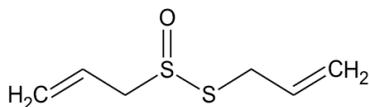
Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	44,4	44,4/12 = 3,7	3,7/0,62 = 6
H	6,21	6,21/1 = 6,21	6,21/0,62 = 10
O	9,86	9,86/16 = 0,62	0,62/0,62 = 1
S	39,5	39,5/32 = 1,23	1,23/0,62 = 2



Sumando masas atómicas de la fórmula empírica, tenemos 162 g/mol

$$n = \frac{162}{(6 \cdot 12) + (10 \cdot 1) + (1 \cdot 16) + (2 \cdot 32)} = 1$$

Fórmula molecular = Fórmula empírica



**Ejemplo 1.22.** Un fármaco somnífero se analiza para determinar su fórmula empírica. Cuando se combustiona 0,2480 g de esta sustancia producen 0,0405 g de agua; el CO<sub>2</sub> es capturado en Ba(OH)<sub>2</sub> para formar 0,5920 g de carbonato de bario. En medio ácido se precipita Cl proveniente de 0,3140 g de fármaco al añadir nitrato de plata obteniendo 0,8160 g de AgCl. Determine la fórmula empírica (Ibarz. 1964).

$$\%_H = \frac{0,0405 \text{ g } H_2O}{0,2480 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} \cdot 100\% = 1,81 \%$$

$$\%_C = \frac{0,5920 \text{ g } BaCO_3}{0,2480 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12,001 \text{ g } C}{197,4 \text{ g } BaCO_3} \cdot 100\% = 14,51 \%$$

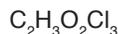
$$\%_{Cl} = \frac{0,8160 \text{ g AgCl}}{0,3140 \text{ g muestra}} \cdot \frac{35,45 \text{ g Cl}}{143,37 \text{ g AgCl}} \cdot 100\% = 64,26 \%$$

$$\%_O = 100\% - \%_{Cl} - \%_C - \%_H = 19,42 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	14,51	14,51/12 = 1,21	1,21/1,21 = 1
H	1,81	1,81/1 = 1,81	1,81/1,21 = 3/2
O	19,42	19,42/16 = 1,21	1,21/1,21 = 1
Cl	64,26	4,26/35,45 = 1,81	1,81/1,21 = 3/2



Como quedan números fraccionarios en la fórmula empírica se procede a multiplicar para el común divisor, en este caso 2.



**Tabla 1.1.** Resumen de ecuaciones importantes.

Tema	Ecuación	Concepto
Número de moles	$n = \frac{W}{\mathcal{M}} = \frac{N_i}{N_A}$	$n$ es el número de moles de la sustancia, $W$ es el peso de la sustancia, $\mathcal{M}$ es la masa molecular o masa atómica (en caso de ser elemento), $N_A$ es el número de Avogadro $6,022 \cdot 10^{23}$ , $N_i$ es el número de moléculas, iones, partículas, átomos de una sustancia.
Composición porcentual	$\%_X = \frac{n (\text{masa atómica del elemento } X)}{\text{Masa molecular del compuesto}} \cdot 100\%$  $\%_X = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot 100\%$	
Relación entre fórmula molecular y empírica	$\%_X = \frac{\text{Masa del compuesto formado}}{\text{Masa de una muestra}} \cdot \frac{n(\text{masa atómica del elemento } X)}{\mathcal{M}_{\text{compuesto formado}}} \cdot 100\%$	Fórmula molecular = $n$ Fórmula empírica

## LECTURAS RECOMENDADAS

Himmelblau, D., M., Riggs, J., B. (2012). Material balances involving reactions. En J. Riggs (Ed.), Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering (8 ed., pp. 429-544). USA: Prentice Hall.

Obimakinde, J., O., Obimakinde, S., O. (2014). Calculations in Chemistry. New Delhi: I.K. International Publishing House Pvt. Ltd.

## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Atkins, P., Jones, L., Laverman, L. (2013). Fundamentals. En Chemical Principles The quest for insight (6 ed., pp. F51-F57). New York: H W Freeman and Company.

Brown, T., L., LeMay, H., E., Bursted, B., E., Murphy, C., J., Woodward, P., M., Stoltzfus, M., W., Lufaso, M., W., (2017). Chemical reactions and reaction stoichiometry. En Chemistry The Central Science (14 ed., pp. 84-109). USA: Pearson.

Burns, R. (2011). Estequiometría: Cálculos con base en ecuaciones químicas. En Z. Reyes (Ed.), Fundamentos de Química (5 ed., pp. 312-337). México: Pearson Educación.

Chang, R., Goldsby, K., A. (2016). Mass relationships in chemical reactions. En Chemistry (12 ed., pp. 75-106). USA: McGrawHill.

Ibarz, J. (1964). Ecuaciones químicas: Fórmulas moleculares y composición centesimal: Cálculos. En J. Ibarz (Ed.), Problemas de química general (2 ed., pp. 91-105). Barcelona: Marín.

Masterton, W., L., Hurley, C., N., Neth, E., J., (2012). Mass Relations in Chemistry; Stoichiometry. En Chemistry: Principles and Reactions (7 ed., pp. 60-89). Belmont: CENGAGE Learning.

Petrucci, R., Herring, R., Madura, J., Bissonnette, C. (2017). Chemical Reactions En. General Chemistry Principles and Modern Applications (11 ed., pp. 111-150). Toronto: Pearson.

Rosenberg, J., Lawrence, E., Krieger P. (2009). Cálculos a partir de ecuaciones químicas. En A. Delgado Rodríguez (Ed.), Química (9 ed., pp. 43-62). México: McGrawHill.

## ACTIVIDADES

### Clasificación por grado de dificultad

**Fácil:** 1.23-1.33; 1.41-1.53; 1.65-1.76

**Normal:** 1.34-1.35; 1.54-1.60; 1.77-1.87

**Examen:** 1.36-1.40; 1.61-1.64; 1.88-1.107

### Clasificación por tema

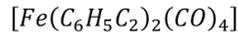
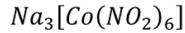
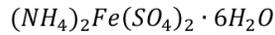
**Pesos moleculares-mol-moléculas:** 1.23-1.40

**Composición porcentual:** 1.41-1.60

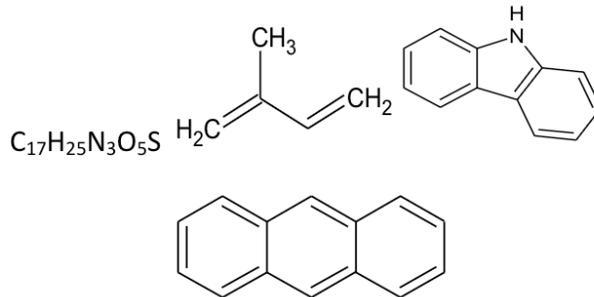
**Fórmula empírica:** 1.61-1.103

## Pesos moleculares-mol-moléculas

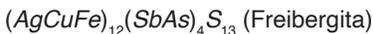
- 1.23.** Determinar el peso molecular de un elemento sabiendo que  $9,50910^{22}$  átomos tienen una masa de 33 g (Burns. 2011).
- 1.24.** Determine donde hay mayor cantidad de masa de oxígeno: en 0,32 g de oxígeno molecular o en 0,0031 moles de clorofila  $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$  (Burns. 2011).
- 1.25.** La población mundial es 7 mil millones. Se desea contar un mol de granos de arena, usando a todos los habitantes del mundo, cada persona puede contar dos granos de arena por segundo. Calcular el tiempo requerido para contar dicha cantidad (Burns. 2011).
- 1.26.** Calcule el número de átomos de carbono contenidos en 68,65 libras de  $K_4[Fe(CN)_6]$ ; peso de potasio 39 g/mol, Fe 55,84 g/mol, C 12 g/mol y N 14 g/mol.
- 1.27.** Calcule el número de átomos de carbono contenidos en 45,65 libras de  $K_3[Fe(CN)_6]$ ; peso de potasio 39 g/mol, Fe 55,84 g/mol, C 12 g/mol y N 14 g/mol.
- 1.28.** El siguiente compuesto  $[(NH_2)_2CO]$  es conocido como urea y su principal uso es como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O e H en  $1,68 \cdot 10^4$  g de urea.
- 1.29.** Una molécula orgánica tiene la fórmula molecular  $C_{19}H_{38}O$ . Es secretada por las hembras de ciertos insectos para atraer machos, una hembra secreta  $1,010^{-12}$  g de dicha molécula. ¿Cuántas moléculas hay en dicha cantidad?
- 1.30.** La densidad del agua es 1,00 g/mL. ¿Cuántas moléculas de agua y átomos de hidrógeno están presentes en 2,56 galones USA de agua?
- 1.31.** Calcule la masa en u y kg de una molécula de ácido nítrico ( $HNO_3$ ), determine su masa molecular.
- 1.32.** La hemoglobina de la sangre posee cuatro átomos de hierro y presenta una masa molar de 64 000 g/mol aproximadamente, en la sangre su concentración de la hemoglobina es aproximadamente 15,5 g /100 mL. Calcular cuántos átomos de hierro existen en 6 litros de sangre.
- 1.33.** Se tiene el siguiente mineral  $LiAlSi_2O_6$  se sabe que el porcentaje de átomos de  $^6Li$  en el litio natural es 7,40 %, ¿cuántos átomos de  $^6Li$  hay en una muestra de 518 g del mineral de litio?
- 1.34.** Un agroquímico utilizado como insecticida tiene 27 % en peso de  $As_2O_5$ . Determine el número de átomos de arsénico contenidos en 5 g del insecticida.
- 1.35.** Mediciones por difracción de rayos X demuestran que la plata forma cubos de 8 átomos, la distancia entre cada átomo es 0,409 nm, calcular el número de átomos que contiene un mol de plata, sabiendo que su densidad es  $10,5 \text{ g/cm}^3$ .
- 1.36.** Determinar el peso molecular, los estados de oxidación del cromo y el número de átomos de cromo contenidos en 27 g de .
- 1.37.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes Complejos de coordinación y sales dobles:



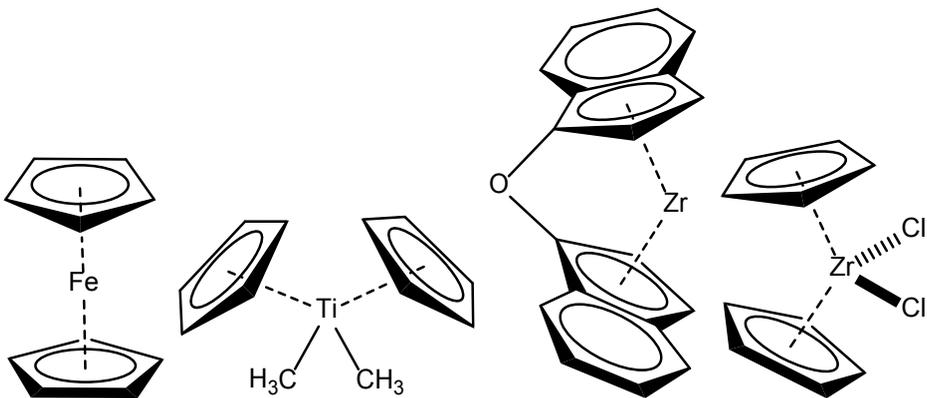
**1.38.** Determinar los pesos moleculares de las siguientes moléculas orgánicas:



**1.39.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes minerales:



**1.40.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes compuestos organometálicos:



#### Fórmula porcentual

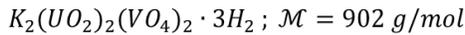
**1.41.** La cocaína es un alcaloide activador del sistema nervioso central, su fórmula es  $C_{17}H_{21}NO_4$ , determine la composición porcentual.

- 1.42.** La noretisterona ( $C_{20}H_{26}O_2$ ), un poderoso agente antiovulatorio, el cual es el componente activo de los anticonceptivos orales. Determine la composición porcentual de la noretisterona.
- 1.43.** La luciferina es la sustancia química que emite luz en las luciérnagas, su fórmula es  $C_{11}H_8N_2O_3S_2$ . Determine la composición porcentual de la luciferina.
- 1.44.** Determine la composición porcentual del captopril, el cual es un fármaco para tratar la insuficiencia cardíaca e hipertensión, su fórmula es  $C_9H_{15}NO_3S$ , fue sintetizado a partir del veneno de la serpiente brasileña venenosa *Bothrops jararacá* (Burns. 2011).
- 1.45.** Se analizó 2,479 g de una sal y se determinó que contenía 0,9911 g de cobre, determine a qué sal corresponde sabiendo que las masas atómicas son: Cu=63,54 g/mol, Br=79,9 g/mol, Cl=35,5 g/mol, O=16 g/mol, S=32 g/mol, C=12 g/mol, N=14 g/mol. Sabiendo que las posibles sales que se pueden formar con cobre son:  $CuCl_2$ ,  $CuBr_2$ ,  $Cu(CN)_2$ ,  $CuSO_4$ , identifique al compuesto químico, considerando las siguientes masas atómica.
- 1.46.** Se encontró una sal de níquel desconocida en el laboratorio, el análisis de absorción atómica muestra que de 2,841 g de muestra contienen 1,507 g de metal, se sospecha que la sal puede ser  $NiCl_2$ ,  $NiBr_2$ ,  $Ni(CN)_2$ ,  $NiSO_4$ , ¿cuál es la sal correcta? (Ibarz. 1964).
- 1.47.** Cierta alcohol de uso cosmético tiene una fórmula molecular  $C_9H_{10}O$ , determine la composición porcentual de cada elemento, y las moléculas de alcohol presentes en 0,476 g de muestra (Ibarz. 1964).
- 1.48.** Determinar cuál compuesto posee mayor cantidad de nitrógeno:  $[(NH_2)_2CO]$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $HCN(NH_2)_2$  y  $NH_3$
- 1.49.** El componente que produce la sensación picante en el ají es la capsaicina a partir de su fórmula molecular  $C_{18}H_{27}NO_3$  determine su composición porcentual.
- 1.50.** El componente que produce la sensación picante y dulce de la canela es el cinamaldehído a partir de su fórmula molecular  $C_9H_8O$ , determine su composición porcentual.
- 1.51.** El LSD es una droga activadora del sistema nervioso, a partir de su fórmula molecular  $C_{20}H_{25}N_3O$ , determine su composición porcentual.
- 1.52.** Hallar la composición porcentual del sulfato de amonio y del fosfato de calcio.
- 1.53.** Las sales hidratadas poseen moléculas de agua dentro de su estructura cristalina, calcule el porcentaje de cobre en el sulfato de cobre pentahidratado.
- 1.54.** Una muestra de una sal binaria de un metal trivalente ( $MCl_3$ ) contiene 67,2% de cloro. Calcular la masa atómica del metal desconocido, a partir de la masa atómica del metal, determine la identidad del elemento.
- 1.55.** Se encontró en un horno metalúrgico un polvo extraño, aparentemente puede tratarse de un óxido ( $M_xO$ ), en donde M corresponde al metal en cuestión. Al

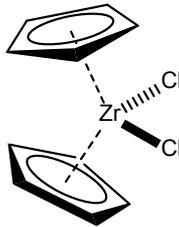
analizar este polvo una muestra de 39,46 g del compuesto dejó 31,70 g del metal. Determinar la masa atómica de M e identifique el elemento (Petrucci. Herring. Madura. Bissonnette. 2017).

**1.56.** La clorofila es la molécula responsable del color verde de las hojas, esta posee un átomo de magnesio en su estructura, el análisis elemental indica que el 2,72 % de la molécula corresponde al magnesio, determinar el peso molecular de la clorofila.

**1.57.** Determinar la composición porcentual del mineral Carnotita:

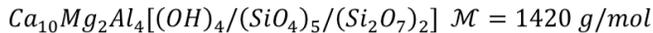


**1.58.** Determinar la composición porcentual del siguiente compuesto:



**1.59.** Determinar la composición porcentual del complejo de coordinación  $[Cr(N_2H_4CO)_6]_4[Cr(CN)_6]_3$  ( $M=2272\text{g/mol}$ ), además calcular los átomos de  $Cr^{3+}$  y  $Cr^{2+}$  presentes en 8 gramos de compuesto. (Use 3 decimales en las masas atómicas)

**1.60.** Determinar la composición porcentual del mineral Versubiana:



**1.61.** La dolomita es un carbonato doble de calcio y magnesio, ambos se descomponen para formar MgO, CaO y  $CO_2$ . Posterior a la descomposición se obtuvo 4,84 g como residuo constituido de MgO y CaO provenientes de 9,66 g de dolomita ¿Qué porcentaje en masa de  $MgCO_3$  tiene la muestra? (Ibarz. 1964).

**1.62.** Una mezcla de  $NaNO_3$  y  $Na_2SO_4$  de 5,37 g tiene 1,59 g de sodio. ¿Cuál es el porcentaje de  $NaNO_3$  en la mezcla?

**1.63.** Una mezcla de dos sales binarias, KBr y  $K_2S$  de 8,02 g tiene 4,50 g de potasio. ¿Cuál es el porcentaje de KBr en la mezcla?

**1.64.** Una muestra contiene tres sales mezcladas, NaCl,  $Na_2SO_4$ ,  $NaNO_3$ , el análisis elemental indica que la muestra contiene 32,08 % de Na, 36,01 % O y 19,51 % Cl, determinar el porcentaje de cada sal en la muestra (Chang & Goldsby, 2016).

### Fórmula empírica

**1.65.** El meropenem es un antibiótico de última línea, el análisis elemental del meropenem indica que, es 53,26 % C, 6,53 % H, 10,97 % N, 20,89 % O y 8,36 % S, determinar la fórmula empírica del meropenem.

**1.66.** El eugenol es el aceite esencial del clavo de olor, el análisis elemental del eugenol indican que es 73,17 % C, 7,32 % H, 19,51 % O, determinar la fórmula empírica del eugenol, su peso molecular es 164 g/mol, determinar su fórmula molecular.

**1.67.** El eucaliptol es el aceite esencial del eucalipto, el análisis elemental del eucaliptol, indican que es 77,92 % C, 11,69 % H, 10,39 % O, determinar la fórmula empírica del eucaliptol.

**1.68.** El THC es una droga depresora del sistema nervioso contenida en las hojas de marihuana, el análisis elemental del THC, indican que es 80,25 % C, 9,55 % H, 10,19 % O, determinar la fórmula empírica del THC.

**1.69.** El maitotoxina, es un compuesto extremadamente venenoso segregado por ciertos tipos de microalgas, el espectrómetro de masas indica que su masa molecular es 3422 g/mol, su análisis elemental indica: 58,88 % C, 7,68 % H, 32,89 % O, 1,85 % S y 1,88 % Na, determinar su fórmula molecular.

**1.70.** Calcule la fórmula empírica de una sal hidratada que está compuesto en un 44,6 % de iterbio y 27,5 % de cloro.

**1.71.** Un compuesto presenta la siguiente composición 62,02 % O, 36,02 % P, 1,95 % H, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.



**1.72.** Un compuesto presenta la siguiente composición 39,17 % O, 31,90 % K, 28,93 % Cl, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.



**1.73.** Un compuesto presenta la siguiente composición 76,49 % I, 13,86 % Na, 9,64 % O, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.



**1.74.** Un compuesto presenta la siguiente composición 56,69 % S, 42,42 % O, 0,89 % H, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.



**1.75.** En el laboratorio de química inorgánica se realiza una síntesis, para dicho proceso reaccionan 4,14 g de fósforo con cloro, posterior al experimento se obtienen 27,8 g de un polvo blanquecino, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

**1.76.** En el laboratorio de química inorgánica se realiza una síntesis, para dicho proceso reaccionan 4,69 g de azufre con flúor, posterior al experimento se obtienen 15,81 g de un gas, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

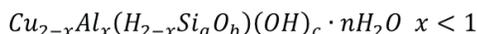
**1.77.** Una muestra de compuesto orgánico se encontró que contenía 1,11 mg de C, 0,148 mg de H, 0,159 mg N y 0,363 mg de O, la masa molar es 942 g/mol, ¿Cuál será la fórmula molecular del compuesto?

- 1.78.** Se analizó un compuesto que contenía C, H, N y O. Se combusionó de manera completa, una muestra de 1,279 g y se obtuvo; 1,60 g de dióxido de carbono y 0,77 g de agua. Una segunda muestra de 1,625 g contuvo 0,216 g de nitrógeno total. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
- 1.79.** Se queman 12,1 g de *tert*-Butilmetiléter, se producen 30,2 g de dióxido de carbono y 14,8 g de agua determine su fórmula empírica, con sus conocimientos de nomenclatura orgánica represente la fórmula empírica (Ibarz. 1964).
- 1.80.** Se analiza una molécula orgánica que contiene C, H, O, el hidrógeno y el oxígeno se encuentran en una proporción 2:1 además, se sabe que tiene 40,0 % en masa de carbono. Calcule la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto sabiendo que un análisis en espectrometría de masas indica que la masa molecular es 178 u.
- 1.81.** Se analiza el cromato de potasio y se determina la composición: 32,95% de O, 40,25% de potasio y 26,79% de cromo, determine la fórmula empírica.
- 1.82.** Se analiza un hidrocarburo, la combustión de 0,450 g de muestra producen 0,467 g de CO, 0,733 g de CO<sub>2</sub>, 0,016 g C y 0,31 g de agua, determinar su fórmula empírica, si el peso molecular es 26 g/mol, determinar su fórmula molecular (Ibarz. 1964).
- 1.83.** Se analiza una molécula orgánica, la combustión de 1,186 gramos de muestra producen 1,992 g de dióxido de carbono y 0,476 g de agua, el análisis de nitrógeno por el método de Kjeldahl de 3,832 gramos de muestra produjo 0,415 g de amoniaco, y el análisis de azufre produjo 0,943 gramos de sulfato de bario, a partir de 0,6355 g de muestra, hallar la fórmula empírica de la sustancia (Ibarz. 1964).
- 1.84.** El Resveratrol es un antioxidante contenido en la cáscara de las uvas, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 73,67% C, 21,03% O y 5,30% H, y su masa molecular es 228,25 g/mol determinar su fórmula empírica.
- 1.85.** La Silibina es un flavonoide contenido en la planta de cardo mariano, muy utilizado como protector del hígado, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 62,24% C, 33,16% O y 4,60% H, determinar su fórmula empírica, su masa molecular es 482,44 g/mol.
- 1.86.** La Limoneno es un terpeno responsable de los aromas cítricos en las frutas como la naranja, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 88,16% C y 11,84% H, determinar su fórmula empírica y molecular sabiendo que su masa molecular es 136,23 g/mol.
- 1.87.** La maitotoxina es un contaminante emergente generado por microalgas, su dosis letal en ratones es de apenas 130 ng/kg siendo uno de los más potentes venenos conocidos, su masa molecular es de 3425,73 g/mol, su análisis elemental muestra que contiene: 57,50 % C, 31,76 % O, 7,53 % H, 1,87 % S y 1,34 % Na, determine su fórmula empírica y molecular.
- 1.88.** Determinar la fórmula empírica del mineral Montmorillonita, sabiendo que el análisis de masas indicó que la masa molecular es 699,956 g/mol, el mineral tiene

38,62 % agua, 4,86 % OH, el análisis elemental fue 1,08 % Na, 1,89 % Ca, 7,71 % Al, 6,94 % Mg, 16,05 % Si, 61,71 % O, 4,61 % H, además se conoce que el oxígeno restante y el silicio forman un silicato dentro del mineral, Sugerencia:



**1.89.** La crisocola es un mineral que tiene una fórmula empírica general:



Un tipo crisocola obtuvo 46,21% en agua, 11,63 % OH, 9,61 % Si, 65,67 % O, su peso molecular fue 584,74 g/mol, determinar el valor de X y n.

**1.90.** Una muestra de polímero, tiene la fórmula  $Br_3C_6H_3(C_8H_8)_n$ . Una muestra de la sustancia problema contenía 10,46 % de bromo. ¿Cuál es el valor del subíndice n? (Rosenberg, Lawrence & Krieger 2009).

**1.91.** Se tiene un polímero con la fórmula  $(C_2F_4)_n$ , siendo n un número grande. El polímero se sintetiza a partir del tetrafluoroetileno  $C_2F_4$ . Se encontró que el producto final contenía 0,012 % de S. ¿Cuál es el valor de n, si cada molécula de polímero contiene a) 1 átomo de azufre; b) 2 átomos de azufre? En ambos casos se debe suponer que el azufre aporta una cantidad despreciable a la masa total del polímero (Rosenberg. 2009).

**1.92.** A partir de la siguiente reacción química:



Cuando 0,318 g de este compuesto es oxidado y precipitado con bario se obtienen 0,939 g de sulfato de bario, determine el valor de X (Ibarz. 1964).

**1.93.** Se tiene una sal oxosal del bromo  $KBrO_x$  donde x es desconocido, el análisis elemental muestra que el compuesto contiene 52,92 % Br, ¿Qué valor tiene x? (Brown, LeMay, Bursted, Murphy, Woodward, Stoltzfus, Lufaso. 2017).

**1.94.** Se tiene un metal desconocido M, el mismo forma un óxido con fórmula  $M_2O$ , posterior al análisis elemental se encontró que el óxido es 88,8 %, ¿cuál será la masa molar del metal y cuál es el nombre del óxido?

**1.95.** Se tiene un metal desconocido M, el mismo forma un óxido con fórmula  $M_2O_3$ , cuyo porcentaje de masa del metal es 69,9 %, ¿cuál será la masa molar del metal y cuál es el nombre del óxido?

**1.96.** Se reduce un óxido metálico obteniendo 0,2751 g de agua, el metal obtenido se hace reaccionar con azufre para generar el sulfuro respectivo, en el experimento se generó 2,618 g de dicha sal binaria. Adicionalmente, experimentos indican que el peso atómico del metal es 210 U y que existe una relación entre la cantidad de oxígeno en el óxido y azufre en el sulfuro dada por la siguiente ecuación:

$$\frac{\text{Masa O}}{8} = \frac{\text{Masa S}}{16}$$

Determine la fórmula empírica del sulfuro y del óxido.

**1.97.** Se analiza 1,306 g un compuesto orgánico de carácter ácido obteniendo 1,714 g de dióxido de carbono y 0,526 g de agua. Adicionalmente, el ácido orgánico se hace reacciona con plata, el residuo dejado por 5,217 g de la sal fue de 3,236 g de Ag, determine la fórmula desarrollada del ácido y cuantos hidrógenos puede ionizarse en dicho ácido (Ibarz. 1964).

**1.98.** El elemento Q forma la sal binaria  $\text{QCl}_4$  la misma posee un 75,0 % Cl. Identifique que elemento es Q (Petrucci et al. 2017).

**1.99.** El elemento Z forma el compuesto  $\text{ZOC}_2$  que contiene 59,6 por ciento de Cl. Identifique que elemento es Z (Petrucci et al2017).

**1.100.** Una muestra de 0,622 g de un óxido metálico cuya fórmula es  $\text{M}_2\text{O}_3$  se transforma en 0,685 g del sulfuro, MS. ¿Cuál es la masa atómica del metal M? (Petrucci et al2017).

**1.101.** El metal Z forma la oxosal neutra  $\text{Z}_2(\text{SO}_4)_3$ . Una muestra de 0,738 g de esta sal neutra permite formar 1,511 g de sulfato de bario. ¿Cuál es la masa atómica del metal problema? (Petrucci et al. 2017).

**1.102.** Se desea calcular la masa atómica del Bismuto, para lo cual, se transforma el tris fenilo de bismuto  $\text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$  en óxido de bismuto. Si 5,610 g de  $\text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$  producen 2,969 g de trióxido de dibismuto. ¿Cuál es la masa atómica del Bi? (Petrucci et al. 2017).

**1.103.** Se tiene un compuesto químico desconocido X el mismo que contiene 63,3 % Manganeso y 36,7 % Oxígeno ambos en masa. Cuando X se calienta se desprende oxígeno y se forma un compuesto Y el cual posee 69,62 % Manganeso y 30,38 % oxígeno, con los datos experimentales determinar la fórmula empírica de los óxidos X y Y, escribir la reacción química de X a Y. En otro experimento X se descompone en Z, cuya composición en masa es 82 % Manganeso y 28 % Oxígeno, explicar qué tipo de óxido es Z.

**1.104.** Un ácido posee la fórmula  $\text{HxEyOz}$ , el análisis de espectrometría de masas indica que tiene una masa molecular de 178 g/mol, además, el número de átomos en la molécula es 13 átomos, el análisis de la muestra indica que es 34,80 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 15,38 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema? (Petrucci et al2017).

**1.105.** Un ácido posee la fórmula  $\text{HxEyOz}$  la cual corresponde a los oxoácidos, tiene una masa molecular de 257,95 g/mol, además, la molécula tiene 18 átomos en su fórmula, el análisis de la muestra contiene 36,02 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 16,66 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema?

**1.106.** Un ácido posee la fórmula  $\text{HxEyOz}$  la cual corresponde a los oxoácidos, tiene una masa molecular de 226,28 g/mol, además, la molécula tiene 12 átomos en su

fórmula, el análisis de la muestra contiene 56,69 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 33,33 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema?

**1.107.** Un compuesto posee la fórmula  $A_x[A(CN)_y]_z$  la cual corresponde a complejo de coordinación, tiene una masa molecular de 859,22 g/mol, además, la molécula tiene 43 átomos en su fórmula, el análisis de la muestra contiene 45,50 % del elemento A y el número de átomos de A supone el 16,28 %, a su vez A presenta 2 estados de oxidación en el complejo 2+ y 3+ y su relación es  $A^{3+} = \frac{4}{3} A^{2+}$ . ¿Cuál es el elemento A y cuál es la fórmula de este complejo problema?

## SOLUCIONARIO

### Pesos moleculares-mol-moléculas

**1.23.** Determinar el peso molecular de un elemento sabiendo que  $9,509 \cdot 10^{22}$  átomos tienen una masa de 33 g (Burns. 2011).

$$\frac{33 \text{ g}}{9,509 \cdot 10^{22} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 208,99 \text{ g/mol}$$

El elemento es el Polonio

**1.24.** Determine donde hay mayor cantidad de masa de oxígeno: en 0,32 g de oxígeno molecular o en 0,0031 moles de clorofila  $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$  (Burns. 2011).

$$m_1 = 0,0031 \text{ mol} \cdot \frac{5 \cdot (16) \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,25 \text{ g}$$

$$m_2 = 0,32 \text{ g} \cdot \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,16 \text{ g}$$

Hay mayor cantidad de masa de oxígeno atómico en 0,0031 moles de clorofila que en 0,32 gramos de  $O_2$

**1.25.** La población mundial es 7 mil millones. Se desea contar un mol de granos de arena, usando a todos los habitantes del mundo, cada persona puede contar dos granos de arena por segundo. Calcular el tiempo requerido para contar dicha cantidad (Burns. 2011).

$$v = 7 \cdot 10^9 \cdot 2 \frac{\text{granos}}{\text{s}} = 1,4 \cdot 10^{10} \frac{\text{granos}}{\text{s}}$$

$$t = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ granos} \cdot \frac{\text{s}}{1,4 \cdot 10^{10} \text{ granos}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ año}}{365 \text{ días}} = 1 \text{ 363 974 años}$$

**1.26.** Calcule el número de átomos de carbono contenidos en 68,65 libras de  $K_4[Fe(CN)_6]$ ; peso de potasio 39 g/mol, Fe 55,84 g/mol, C 12 g/mol y N 14 g/mol.

$$K_4[Fe(CN)_6] = 4 \cdot (39) + 1 \cdot (55,84) + 6 \cdot (12) = 367,84 \text{ g/mol}$$

$$68,65 \text{ lb} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{2,2 \text{ lb}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{367,84 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } K_4[Fe(CN)_6]}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{6 \text{ átomos de C}}{1 \text{ moléculas } K_4[Fe(CN)_6]} = 3,07 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

**1.27.** Calcule el número de átomos de carbono contenidos en 45,65 libras de  $K_3[Fe(CN)_6]$ ; peso de potasio 39 g/mol, Fe 55,84 g/mol, C 12 g/mol y N 14 g/mol.

$$K_3[Fe(CN)_6] = 3(39) + 1 \cdot (55,84) + 6 \cdot (12) = 328,84 \text{ g/mol}$$

$$45,65 \text{ lb} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{2,2 \text{ lb}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{328,84 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } K_3[Fe(CN)_6]}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{6 \text{ átomos de C}}{1 \text{ moléculas } K_3[Fe(CN)_6]} = 2,28 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

**1.28.** El siguiente compuesto  $[(NH_2)_2CO]$  es conocido como urea y su principal uso es como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O e H en  $1,68 \cdot 10^4$  g de urea.

$$1,68 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 1,686 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de urea}$$

$$1,686 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ átomo de O}}{\text{moléculas de urea}} = 1,686 \cdot 10^{26} \text{ átomos de O}$$

$$1,686 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ átomo de C}}{\text{moléculas de urea}} = 1,686 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

$$1,686 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{2 \text{ átomos de N}}{\text{moléculas de urea}} = 3,372 \cdot 10^{26} \text{ átomos de N}$$

$$1,686 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{\text{moléculas de urea}} = 6,745 \cdot 10^{26} \text{ átomos de H}$$

**1.29.** Una molécula orgánica tiene la fórmula molecular  $C_{19}H_{38}O$ . Es secretada por las hembras de ciertos insectos para atraer machos, una hembra secreta  $1,010 \cdot 10^{-12}$  g de dicha molécula. ¿Cuántas moléculas hay en dicha cantidad?

$$M = 19 \cdot (12 \text{ g/mol}) + 38 \cdot (1 \text{ g/mol}) + 1 \cdot (16 \text{ g/mol}) = 282 \text{ g/mol}$$

$$1,0 \cdot 10^{-12} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{282 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 2,135 \cdot 10^9 \text{ moléculas}$$

**1.30.** La densidad del agua es 1,00 g/mL. ¿Cuántas moléculas de agua y átomos de hidrógeno están presentes en 2,56 galones USA de agua?

$$2,56 \text{ galones} \cdot \frac{3785,41 \text{ mL}}{1 \text{ galón}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 3,24 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } H_2O$$

$$3,24 \cdot 10^{26} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{2 \text{ átomos de } H}{1 \text{ molécula } H_2O} = 6,48 \cdot 10^{26} \text{ átomos } H$$

**1.31.** Calcule la masa en u y kg de una molécula de ácido nítrico ( $HNO_3$ ), determine su masa molecular.

$$M = 1 \cdot (1g/mol) + 1 \cdot (14g/mol) + 3 \cdot (16g/mol) = 63g/mol \text{ o UMA}$$

$$1 \text{ molécula } HNO_3 \cdot \frac{63 \text{ u}}{1 \text{ molécula } HNO_3} \cdot \frac{1,66054 \cdot 10^{-27} kg}{1 \text{ u}} = 1,04614 \cdot 10^{-25} kg$$

**1.32.** La hemoglobina de la sangre posee cuatro átomos de hierro y presenta una masa molar de 64 000 g/mol aproximadamente, en la sangre su concentración de la hemoglobina es aproximadamente 15,5 g /100 mL. Calcular cuántos átomos de hierro existen en 6 litros de sangre.

$$6 \text{ L sangre} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{15,5 \text{ g Hemo}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hemo}}{64500 \text{ gHemo}} \cdot \frac{4 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Hemo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Átomos}}{1 \text{ mol Fe}} = 3,4732 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Fe}$$

**1.33.** Se tiene el siguiente mineral  $LiAlSi_2O_6$  se sabe que el porcentaje de átomos de  ${}^6Li$  en el litio natural es 7,40 %, ¿cuántos átomos de  ${}^6Li$  hay en una muestra de 518 g del mineral de litio?

$$M = 1 \cdot \left(6,94 \frac{g}{mol}\right) + 1 \cdot \left(26,98 \frac{g}{mol}\right) + 2 \cdot \left(28,09 \frac{g}{mol}\right) + 6 \cdot \left(16 \frac{g}{mol}\right) = 186,1 \frac{g}{mol}$$

$$518 \text{ g de mineral} \cdot \frac{1 \text{ mol mineral}}{186,1 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Li}}{1 \text{ mol de mineral}} \cdot \frac{7,40 \text{ mol } {}^6Li}{100 \text{ mol Li}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Átomos}}{1 \text{ mol } {}^6Li} = 1,24 \cdot 10^{23} \text{ átomos } {}^6Li$$

**1.34.** Un agroquímico utilizado como insecticida tiene 27 % en peso de  $As_2O_5$ . Determine el número de átomos de arsénico contenidos en 5 g del insecticida.

$$M_{As_2O_5} = 229,84 \text{ g/mol}$$

$$5 \text{ g insecticida} \cdot \frac{27 \text{ g } As_2O_5}{100 \text{ g insecticida}} \cdot \frac{1 \text{ mol } As_2O_5}{229,84 \text{ g } As_2O_5} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } As_2O_5}{1 \text{ mol } As_2O_5} \cdot \frac{2 \text{ átomos As}}{1 \text{ molécula } As_2O_5} = 7,07 \cdot 10^{21} \text{ átomos As}$$

**1.35.** Mediciones por difracción de rayos X demuestran que la plata forma cubos de 8 átomos, la distancia entre cada átomo es 0,409 nm, calcular el número de átomos que contiene un mol de plata, sabiendo que su densidad es 10,5 g/cm<sup>3</sup>.

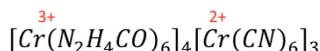
$$0,409 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} \cdot \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 4,09 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$V = l^3 = (4,09 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 = 6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$\frac{8 \text{ átomos}}{6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 1,17 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{cm}^3}$$

$$1,17 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{cm}^3 \text{ Ag}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Ag}}{10,5 \text{ g Ag}} \cdot \frac{107,87 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 1,2 \cdot 10^{24} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}$$

**1.36.** Determinar el peso molecular, los estados de oxidación del cromo y el número de átomos de cromo contenidos en 27 g de  $[\text{Cr}(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO})_6]_4[\text{Cr}(\text{CN})_6]_3$ .



$$\text{Cr } 51,99 \cdot 7 = 363,93$$

$$\text{C } 12 \cdot 42 = 504$$

$$\text{N } 14 \cdot 66 = 924$$

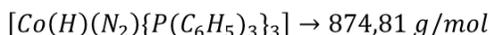
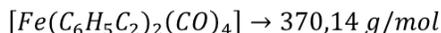
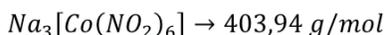
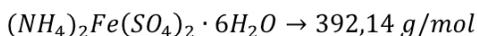
$$\text{H } 196 = 96$$

$$\text{O } 16 \cdot 24 = 384$$

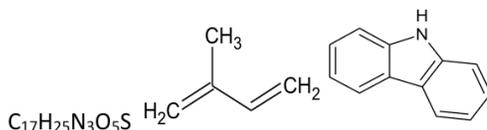
$$2272 \text{ g/mol}$$

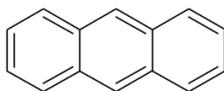
$$27 \text{ g Complejo} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2272 \text{ g complejo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{7 \text{ átomos Cr}}{1 \text{ molécula}} = 5,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos Cr}$$

**1.37.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes Complejos de coordinación y sales dobles:



**1.38.** Determinar los pesos moleculares de las siguientes moléculas orgánicas:





$$C_{17}H_{25}N_3O_5S \rightarrow 383,46 \text{ g/mol}$$

$$C_5H_8 \rightarrow 68,12 \text{ g/mol}$$

$$C_{12}H_9N \rightarrow 167,21 \text{ g/mol}$$

$$C_{14}H_{10} \rightarrow 178,23 \text{ g/mol}$$

**1.39.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes minerales:

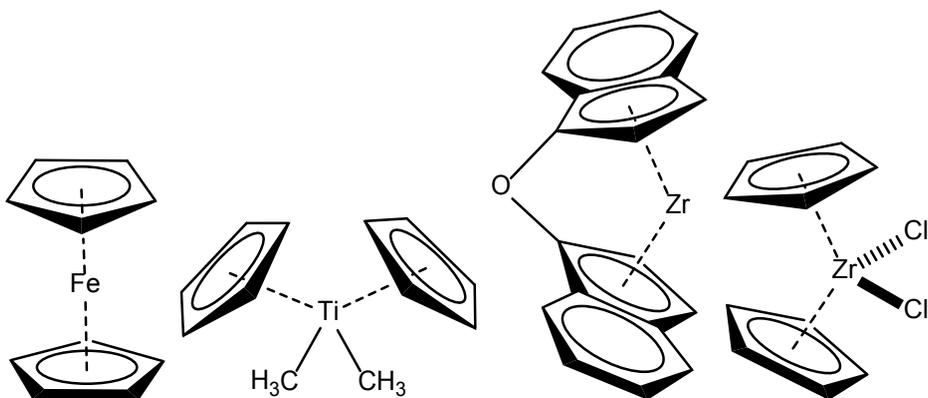
$$(CuFe)_{12}Sb_4S_{13} \text{ (Tetraedrita)} \rightarrow 2336,58 \text{ g/mol}$$

$$(CuFe)_{12}As_4S_{13} \text{ (Tenantita)} \rightarrow 2149,22 \text{ g/mol}$$

$$(AgCuFe)_{12}(SbAs)_4S_{13} \text{ (Freibergita)} \rightarrow 3930,68 \text{ g/mol}$$

$$Pb_{14}(SbAs)_6S_{23} \text{ (Geocronita)} \rightarrow 4818,38 \text{ g/mol}$$

**1.40.** Determinar los pesos moleculares de los siguientes compuestos organometálicos:



(Los anillos aromáticos de 5 carbonos tiene la fórmula condensada  $C_5H_5$ )

$$FeC_{10}H_{10} \rightarrow 186,03 \text{ g/mol}$$

$$TiC_{12}H_{16} \rightarrow 208,12 \text{ g/mol}$$

$$ZrC_{18}H_{14}O \rightarrow 337,53 \text{ g/mol}$$

$$ZrC_{10}H_{10}Cl_2 \rightarrow 292,32 \text{ g/mol}$$

### Fórmula porcentual

**1.41.** La cocaína es un alcaloide activador del sistema nervioso central, su fórmula es  $C_{17}H_{21}NO_4$ , determine la composición porcentual.

### Masa molar de la cocaína

$$C : 17 \cdot 12 \text{ g/mol} = 204 \text{ g/mol}$$

$$H : 21 \cdot 1 \text{ g/mol} = 21 \text{ g/mol}$$

$$N : 1 \cdot 14 \text{ g/mol} = 14 \text{ g/mol}$$

$$O : 4 \cdot 16 \text{ g/mol} = 64 \text{ g/mol}$$

$$C_{17}H_{21}NO_4 = 303 \text{ g/mol}$$

### Fórmula para calcular la composición porcentual:

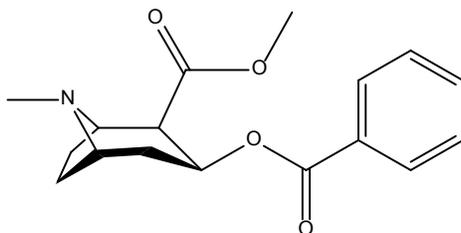
$$\%_x = \frac{n \text{ (masa atómica del elemento X)}}{\text{Masa molecular del compuesto}} \cdot 100\%$$

$$\%_{\text{Carbono}} = \frac{(204 \text{ g/mol})}{303 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{67,33 \%}$$

$$\%_{\text{Hidrógeno}} = \frac{(21 \cdot 1 \text{ g/mol})}{303 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{6,93 \%}$$

$$\%_{\text{Nitrógeno}} = \frac{14 \text{ g/mol}}{303 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{4,62 \%}$$

$$\%_{\text{Oxígeno}} = \frac{64 \text{ g/mol}}{303 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{21,12 \%}$$



Estructura química de la molécula de cocaína.

**1.42.** La noretisterona ( $C_{20}H_{26}O_2$ ), un poderoso agente antiovulatorio, el cual es el componente activo de los anticonceptivos orales. Determine la composición porcentual de la noretisterona.

### Masa molar de la noretisterona

$$C : 20 \cdot 12 \text{ g/mol} = 240 \text{ g/mol}$$

$$H : 26 \cdot 1 \text{ g/mol} = 26 \text{ g/mol}$$

$$O : 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

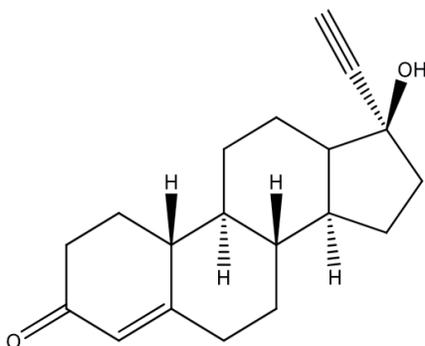
$$C_{20}H_{26}O_2 = 298 \text{ g/mol}$$

### Fórmula para calcular la composición porcentual:

$$\%_{\text{Carbono}} = \frac{240 \text{ g/mol}}{298 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{80,54 \%}$$

$$\%_{\text{Hidrógeno}} = \frac{26 \text{ g/mol}}{298 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{8,72\%}$$

$$\%_{\text{Oxígeno}} = \frac{32 \text{ g/mol}}{298 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{10,74\%}$$



Estructura química de la molécula de noretisterona.

**1.43.** La luciferina es la sustancia química que emite luz en las luciérnagas, su fórmula es  $C_{11}H_8N_2O_3S_2$ . Determine la composición porcentual de la luciferina.

#### Masa molar de la luciferina

$$C : 11 \cdot 12 \text{ g/mol} = 132 \text{ g/mol}$$

$$H : 8 \cdot 1 \text{ g/mol} = 8 \text{ g/mol}$$

$$N : 2 \cdot 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}$$

$$O : 3 \cdot 16 \text{ g/mol} = 48 \text{ g/mol}$$

$$S : 2 \cdot 32 \text{ g/mol} = 64 \text{ g/mol}$$

$$C_{11}H_8N_2O_3S_2 = 280 \text{ g/mol}$$

#### Fórmula para calcular la composición porcentual:

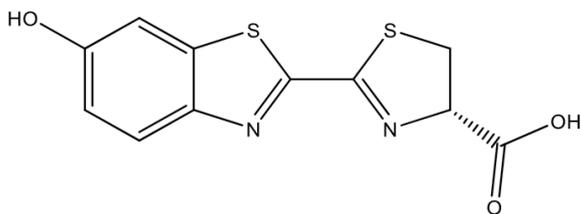
$$\%_{\text{Carbono}} = \frac{132 \text{ g/mol}}{280 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{47,14\%}$$

$$\%_{\text{Hidrógeno}} = \frac{8 \text{ g/mol}}{280 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{2,86\%}$$

$$\%_{\text{Nitrógeno}} = \frac{28 \text{ g/mol}}{280 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{10\%}$$

$$\%_{\text{Oxígeno}} = \frac{48 \text{ g/mol}}{280 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{17,14\%}$$

$$\%_{\text{Azufre}} = \frac{64 \text{ g/mol}}{280 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = \mathbf{22,86\%}$$



Estructura química de la molécula de luciferina.

**1.44.** Determine la composición porcentual del captopril, el cual es un fármaco para tratar la insuficiencia cardiaca e hipertensión, su fórmula es  $C_9H_{15}NO_3S$ , fue sintetizado a partir del veneno de la serpiente brasileña venenosa *Bothrops jararacá* (Burns. 2011).

#### Masa molar de la captopril

$$C : 9 \cdot 12g/mol = 108 \text{ g/mol}$$

$$H : 15 \cdot 1g/mol = 15 \text{ g/mol}$$

$$N : 1 \cdot 14g/mol = 14 \text{ g/mol}$$

$$O : 3 \cdot 16g/mol = 48 \text{ g/mol}$$

$$S : 1 \cdot 32g/mol = 32 \text{ g/mol}$$

$$C_9H_{15}NO_3S = 217 \text{ g/mol}$$

#### Fórmula para calcular la composición porcentual:

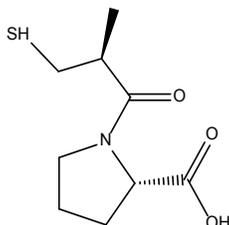
$$\%_{\text{Carbono}} = \frac{108 \text{ g/mol}}{217 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 49,77 \%$$

$$\%_{\text{Hidrógeno}} = \frac{15 \text{ g/mol}}{217 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 6,91 \%$$

$$\%_{\text{Nitrógeno}} = \frac{14 \text{ g/mol}}{217 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 6,45 \%$$

$$\%_{\text{Oxígeno}} = \frac{48 \text{ g/mol}}{217 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 22,12 \%$$

$$\%_{\text{Azufre}} = \frac{32 \text{ g/mol}}{217 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 14,75 \%$$



Estructura química de la molécula de captopril.

**1.45.** Se analizó 2,479 g de una sal y se determinó que contenía 0,9911 g de cobre, determine a qué sal corresponde sabiendo que las masas atómicas son: Cu=63,54 g/mol, Br=79,9 g/mol, Cl=35,5 g/mol, O=16 g/mol, S=32 g/mol, C=12 g/mol, N=14 g/mol. Sabiendo que las posibles sales que se pueden formar con cobre son:  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuBr}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{CN})_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ , identifique al compuesto químico, considerando las siguientes masas atómica.

$$\text{CuX } \%_{\text{Cu}} = \frac{0,9911}{2,479} \cdot 100\% = 39,98 \%$$

$$\text{CuCl}_2 \%_{\text{Cu}} = \frac{63,54}{134,54} \cdot 100\% = 47,22 \%$$

$$\text{CuBr}_2 \%_{\text{Cu}} = \frac{63,54}{223,36} \cdot 100\% = 28,44 \%$$

$$\text{Cu}(\text{CN})_2 \%_{\text{Cu}} = \frac{63,54}{115,54} \cdot 100\% = 54,99 \%$$

$$\text{CuSO}_4 \%_{\text{Cu}} = \frac{63,54}{159,54} \cdot 100\% = 39,98 \%$$

Se trata del Sulfato de cobre(II)

**1.46.** Se encontró una sal de níquel desconocida en el laboratorio, el análisis de absorción atómica muestra que de 2,841 g de muestra contienen 1,507 g de metal, se sospecha que la sal puede ser  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NiBr}_2$ ,  $\text{Ni}(\text{CN})_2$ ,  $\text{NiSO}_4$ , ¿cuál es la sal correcta? (Ibarz. 1964).

$$\text{NiX } \%_{\text{Ni}} = \frac{1,507}{2,841} \cdot 100\% = 53,04 \%$$

$$\text{NiCl}_2 \%_{\text{Ni}} = \frac{58,79}{129,6} \cdot 100\% = 45,36 \%$$

$$\text{NiBr}_2 \%_{\text{Ni}} = \frac{58,79}{218,62} \cdot 100\% = 26,89 \%$$

$$\text{Ni}(\text{CN})_2 \%_{\text{Ni}} = \frac{58,79}{110,86} \cdot 100\% = 53,03 \%$$

$$\text{NiSO}_4 \%_{\text{Ni}} = \frac{58,79}{154,7} \cdot 100\% = 38,00 \%$$

Se trata del cianuro níqueloso

**1.47.** Cierta alcohol de uso cosmético tiene una fórmula molecular  $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$ , determine la composición porcentual de cada elemento, y las moléculas de alcohol presentes en 0,476 g de muestra (Ibarz. 1964).

$$\mathcal{M} = 9 \cdot (12\text{g/mol}) + 10 \cdot (1\text{g/mol}) + 1 \cdot (16\text{g/mol}) = 134\text{g/mol}$$

$$0,476g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{134 \text{ g}} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,14 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

$$\%_C = \frac{9 \cdot (12 \text{ g})}{134 \text{ g}} \cdot 100\% = 80,60 \%$$

$$\%_H = \frac{10 \cdot (1 \text{ g})}{134 \text{ g}} \cdot 100\% = 7,46 \%$$

$$\%_O = \frac{(16 \text{ g})}{134 \text{ g}} \cdot 100\% = 11,94 \%$$

**1.48.** Determinar cuál compuesto posee mayor cantidad de nitrógeno:  $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{HCN}(\text{NH}_2)_2$  y  $\text{NH}_3$

$$\mathcal{M}_{[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]} = 60 \text{ g/mol}; \%_N = \frac{2 \cdot (14 \text{ g})}{60 \text{ g}} \cdot 100\% = 46,66 \%$$

$$\mathcal{M}_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 80 \text{ g/mol}; \%_N = \frac{2 \cdot (14 \text{ g})}{80 \text{ g}} \cdot 100\% = 35 \%$$

$$\mathcal{M}_{\text{HCN}(\text{NH}_2)_2} = 59 \text{ g/mol}; \%_N = \frac{3 \cdot (14 \text{ g})}{59 \text{ g}} \cdot 100\% = 71,19 \%$$

$$\mathcal{M}_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g/mol}; \%_N = \frac{1 \cdot (14 \text{ g})}{17 \text{ g}} \cdot 100\% = 82,35 \%$$

El compuesto que posee mayor cantidad de nitrógeno es el amoníaco ( $\text{NH}_3$ )

**1.49.** El componente que produce la sensación picante en el ají es la capsaicina a partir de su fórmula molecular  $\text{C}_{18}\text{H}_{27}\text{NO}_3$  determine su composición porcentual.

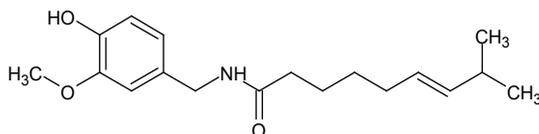
$$\mathcal{M}_{\text{C}_{18}\text{H}_{27}\text{NO}_3} = 305,41 \text{ g/mol}$$

$$\%_C = \frac{18 \cdot (12 \text{ g})}{305,41 \text{ g}} \cdot 100\% = 70,72 \%$$

$$\%_H = \frac{27 \cdot (1 \text{ g})}{305,41 \text{ g}} \cdot 100\% = 8,84 \%$$

$$\%_N = \frac{1 \cdot (14 \text{ g})}{305,41 \text{ g}} \cdot 100\% = 4,58 \%$$

$$\%_O = \frac{3 \cdot (16 \text{ g})}{305,41 \text{ g}} \cdot 100\% = 15,72 \%$$



Estructura química de la molécula de capsaicina.

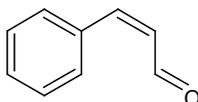
**1.50.** El componente que produce la sensación picante y dulce de la canela es el cinamaldehído a partir de su fórmula molecular  $C_9H_8O$ , determine su composición porcentual.

$$M_{C_9H_8O} = 132 \text{ g/mol}$$

$$\%_C = \frac{9 \cdot (12 \text{ g})}{132 \text{ g}} \cdot 100\% = 81,82 \%$$

$$\%_H = \frac{8 \cdot (1 \text{ g})}{132 \text{ g}} \cdot 100\% = 6,06 \%$$

$$\%_O = \frac{1 \cdot (16 \text{ g})}{132 \text{ g}} \cdot 100\% = 12,12 \%$$



Estructura química de la molécula de cinamaldehído.

**1.51.** El LSD es una droga activadora del sistema nervioso, a partir de su fórmula molecular  $C_{20}H_{25}N_3O$ , determine su composición porcentual.

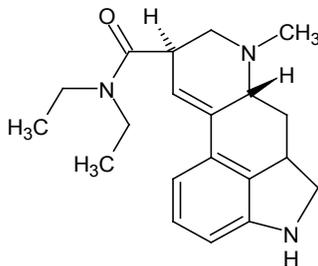
$$M_{C_{20}H_{25}N_3O} = 323 \text{ g/mol}$$

$$\%_C = \frac{20 \cdot (12 \text{ g})}{323 \text{ g}} \cdot 100\% = 74,30 \%$$

$$\%_H = \frac{25 \cdot (1 \text{ g})}{323 \text{ g}} \cdot 100\% = 7,74 \%$$

$$\%_O = \frac{1 \cdot (16 \text{ g})}{323 \text{ g}} \cdot 100\% = 4,95 \%$$

$$\%_N = \frac{3 \cdot (14 \text{ g})}{323 \text{ g}} \cdot 100\% = 13 \%$$



Estructura química de la molécula del LSD.

**1.52.** Hallar la composición porcentual del sulfato de amonio y del fosfato de calcio.

$$(NH_4)_2SO_4 \quad M = 132 \text{ g/mol}$$

$$\%_N = \frac{2 \cdot (14)}{132} \cdot 100\% = 21,21 \%$$

$$\%_H = \frac{8 \cdot (1)}{132} \cdot 100\% = 6,06 \%$$

$$\%_S = \frac{32}{132} \cdot 100\% = 24,24 \%$$

$$\%_O = \frac{4 \cdot (16)}{132} \cdot 100\% = 48,49 \%$$

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \mathcal{M} = 310 \text{ g/mol}$$

$$\%_{Ca} = \frac{3 \cdot (40)}{310} \cdot 100\% = 38,71 \%$$

$$\%_P = \frac{2 \cdot (31)}{310} \cdot 100\% = 20 \%$$

$$\%_O = \frac{8 \cdot (16)}{310} \cdot 100\% = 41,29 \%$$

**1.53.** Las sales hidratadas poseen moléculas de agua dentro de su estructura cristalina, calcule el porcentaje de cobre en el sulfato de cobre pentahidratado.

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \mathcal{M} = 1 \cdot (63,54 \text{ g/mol}) + 1 \cdot (32 \text{ g/mol}) + 4 \cdot (16 \text{ g/mol}) + 5 \cdot (18 \text{ g/mol}) = 249,54 \text{ g/mol}$$

$$\%_{Cu} = \frac{63,54 \text{ g Cu}}{249,54} \cdot 100\% = 25,46 \%$$

**1.54.** Una muestra de una sal binaria de un metal trivalente ( $\text{MCl}_3$ ) contiene 67,2% de cloro. Calcular la masa atómica del metal desconocido, a partir de la masa atómica del metal, determine la identidad del elemento.

$$\%_{Cl} = \frac{3 \cdot (35,45 \text{ g/mol})}{M} \cdot 100\% = 67,2 \%$$

$$M = \frac{3 \cdot (35,45 \text{ g/mol})}{67,2\%} \cdot 100\% = 158,26 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso atómico} = 158,26 \text{ g/mol} - 3 \cdot (35,45 \text{ g/mol}) = 51,91 \text{ g/mol}$$

El elemento metálico que tiene una masa atómica ( $M$ ) de 51,91 g/mol es  $\text{Cr}^{3+}$

**1.55.** Se encontró en un horno metalúrgico un polvo extraño, aparentemente puede tratarse de un óxido ( $\text{M}_x\text{O}$ ), en donde M corresponde al metal en cuestión. Al analizar este polvo una muestra de 39,46 g del compuesto dejó 31,70 g del metal. Determinar la masa atómica de M e identifique el elemento (Petrucci. Herring. Madura. Bissonnette. 2017).

$$\%_M = \frac{31,70}{39,46} \cdot 100\% = 80,33 \%$$

$$\%_O = 100 - 80,33 = 19,67\%$$

$$\%_O = \frac{(16 \text{ g/mol})}{M} \cdot 100\% = 19,67\%$$

$$M = \frac{(16 \text{ g/mol})}{19,67\%} \cdot 100\% = 81,34 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso atómico} = 81,34 \text{ g/mol} - (16 \text{ g/mol}) = 65,34 \text{ g/mol}$$

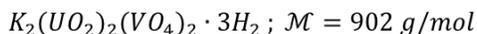
El metal es por tanto el:  $Zr^{2+}$

**1.56.** La clorofila es la molécula responsable del color verde de las hojas, esta posee un átomo de magnesio en su estructura, el análisis elemental indica que el 2,72 % de la molécula corresponde al magnesio, determinar el peso molecular de la clorofila.

$$\%_{Mg} = \frac{1 \cdot (24,30 \text{ g/mol})}{M} \cdot 100\% = 2,72\%$$

$$M = \frac{1 \cdot (24,30 \text{ g/mol})}{2,72\%} \cdot 100\% = 893,38 \text{ g/mol}$$

**1.57.** Determinar la composición porcentual del mineral Carnotita:



$$\%_K = \frac{2 \cdot (39)}{902} \cdot 100 = 8,65\%$$

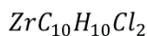
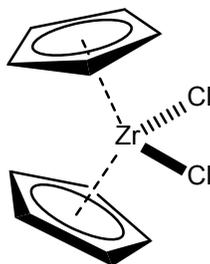
$$\%_U = \frac{2 \cdot (238)}{902} \cdot 100 = 52,77\%$$

$$\%_V = \frac{2 \cdot (51)}{902} \cdot 100 = 11,31\%$$

$$\%_H = \frac{6 \cdot (1)}{902} \cdot 100 = 0,66\%$$

$$\%_O = \frac{15 \cdot (16)}{902} \cdot 100 = 26,61\%$$

**1.58.** Determinar la composición porcentual del siguiente compuesto:



$$\%_{Zr} = \frac{1 \cdot (91,22)}{292,12} \cdot 100 = 31,23\%$$

$$\%_C = \frac{10 \cdot (12)}{292,12} \cdot 100 = 41,08\%$$

$$\%_H = \frac{10 \cdot (1)}{292,12} \cdot 100 = 3,42\%$$

$$\%_{Cl} = \frac{2 \cdot (35,45)}{292,12} \cdot 100 = 24,27\%$$

**1.59.** Determinar la composición porcentual del complejo de coordinación  $[Cr(N_2H_4CO)_6]_4[Cr(CN)_6]_3$  ( $M=2272\text{g/mol}$ ), además calcular los átomos de  $Cr^{3+}$  y  $Cr^{2+}$  presentes en 8 gramos de compuesto. (Use 3 decimales en las masas atómicas)

$$\%_{Cr} = \frac{7 \cdot (52)}{2272} \cdot 100 = 16,02\%$$

$$\%_C = \frac{42 \cdot (12)}{2272} \cdot 100 = 22,18\%$$

$$\%_N = \frac{66 \cdot (14)}{2272} \cdot 100 = 40,67\%$$

$$\%_H = \frac{96 \cdot (1)}{2272} \cdot 100 = 4,23\%$$

$$\%_O = \frac{24 \cdot (16)}{2272} \cdot 100 = 16,90\%$$

$$8 \text{ g Complejo} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2272 \text{ g complejo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{4 \text{ átomos } Cr^{3+}}{1 \text{ molécula}}$$

$$= 8,48 \cdot 10^{21} \text{ átomos } Cr^{3+}$$

$$8 \text{ g Complejo} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2272 \text{ g complejo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos } Cr^{2+}}{1 \text{ molécula}}$$

$$= 6,36 \cdot 10^{21} \text{ átomos } Cr^{2+}$$

**1.60.** Determinar la composición porcentual del mineral Versubiana:



$$\%_{Ca} = \frac{10 \cdot (40)}{1420} \cdot 100 = 28,17\%$$

$$\%_{Mg} = \frac{2 \cdot (24)}{1420} \cdot 100 = 3,38\%$$

$$\%_{Al} = \frac{4 \cdot (27)}{1420} \cdot 100 = 7,61\%$$

$$\%_{Si} = \frac{9 \cdot (28)}{1420} \cdot 100 = 17,75\%$$

$$\%_O = \frac{38 \cdot (16)}{1420} \cdot 100 = 42,81\%$$

$$\%_H = \frac{4 \cdot (1)}{1420} \cdot 100 = 0,28\%$$

**1.61.** La dolomita es un carbonato doble de calcio y magnesio, ambos se descomponen para formar MgO, CaO y CO<sub>2</sub>. Posterior a la descomposición se obtuvo 4,84 g como residuo constituido de MgO y CaO provenientes de 9,66 g de dolomita ¿Qué porcentaje en masa de MgCO<sub>3</sub> tiene la muestra? (Ibarz. 1964).

$$4,84 = W_{MgO} + W_{CaO}$$

$$9,66 = W_{MgCO_3} + W_{CaCO_3} \quad (1)$$

$$W_{MgCO_3} = W_{MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol MgO}}{40,32 \text{ g MgO}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgCO}_3}{1 \text{ mol MgO}} \cdot \frac{84,32 \text{ g MgCO}_3}{1 \text{ mol MgCO}_3} = 2,09 W_{MgO}$$

$$W_{CaCO_3} = W_{CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,79 W_{CaO}$$

$$4,84 = \frac{W_{MgCO_3}}{2,09} + \frac{W_{CaCO_3}}{1,79} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$4,84 = \frac{W_{MgCO_3}}{2,09} + \frac{(9,66 - W_{MgCO_3})}{1,79}$$

$$W_{MgCO_3} = 6,94$$

$$\%_{MgCO_3} = \frac{6,94}{9,66} \cdot 100 = 71,84 \%$$

**1.62.** Una mezcla de NaNO<sub>3</sub> y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de 5,37 g tiene 1,59 g de sodio. ¿Cuál es el porcentaje de NaNO<sub>3</sub> en la mezcla?

$$5,37 = W_{NaNO_3} + W_{Na_2SO_4} \quad (1)$$

$$\frac{\mathcal{M}_{Na}}{\mathcal{M}_{NaNO_3}} = \frac{\frac{W_{Na}}{n}}{\frac{W_{NaNO_3}}{n}} = \frac{W_{Na}}{W_{NaNO_3}} = \frac{23}{85}$$

$$W_{Na} = 0,27 W_{NaNO_3}$$

$$\frac{\mathcal{M}_{Na}}{\mathcal{M}_{Na_2SO_4}} = \frac{\frac{W_{Na}}{n}}{\frac{W_{Na_2SO_4}}{n}} = \frac{W_{Na}}{W_{Na_2SO_4}} = \frac{2 \cdot 23}{142}$$

$$W_{Na} = 0,32 W_{Na_2SO_4}$$

$$1,59 = W_{Na \rightarrow NaNO_3} + W_{Na \rightarrow Na_2SO_4}$$

$$1,59 = 0,27W_{NaNO_3} + 0,32W_{Na_2SO_4} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$1,59 = 0,27W_{NaNO_3} + 0,32(5,37 - W_{NaNO_3})$$

$$1,59 = 0,27W_{NaNO_3} + 1,72 - 0,32W_{NaNO_3}$$

$$W_{NaNO_3} = \frac{-0,13}{-0,05} = 2,6 \text{ g}$$

$$\%_{NaNO_3} = \frac{2,6}{5,37} \cdot 100 = 48,42 \%$$

**1.63.** Una mezcla de dos sales binaras, KBr y  $K_2S$  de 8,02 g tiene 4,50 g de potasio. ¿Cuál es el porcentaje de KBr en la mezcla?

$$8,02 = W_{KBr} + W_{K_2S} \quad (1)$$

$$\frac{\mathcal{M}_K}{\mathcal{M}_{KBr}} = \frac{\frac{W_K}{n}}{\frac{W_{KBr}}{n}} = \frac{W_K}{W_{KBr}} = \frac{39}{119}$$

$$W_K = 0,33W_{KBr}$$

$$\frac{\mathcal{M}_K}{\mathcal{M}_{K_2S}} = \frac{\frac{W_K}{n}}{\frac{W_{K_2S}}{n}} = \frac{W_K}{W_{K_2S}} = \frac{2 \cdot 39}{110}$$

$$W_K = 0,71W_{K_2S}$$

$$4,5 = W_{K \rightarrow KBr} + W_{K \rightarrow K_2S}$$

$$4,5 = 0,33W_{KBr} + 0,71W_{K_2S} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$4,5 = 0,33W_{KBr} + 0,71(8,02 - W_{KBr})$$

$$4,5 = 0,33W_{KBr} + 5,69 - 0,71W_{KBr}$$

$$W_{KBr} = \frac{-1,19}{-0,38} = 3,13 \text{ g}$$

$$\%_{KBr} = \frac{3,13}{8,02} \cdot 100 = 39,03 \%$$

**1.64.** Una muestra contiene tres sales mezcladas, NaCl,  $Na_2SO_4$ ,  $NaNO_3$ , el análisis elemental indica que la muestra contiene 32,08 % de Na, 36,01 % O y 19,51 % Cl, determinar el porcentaje de cada sal en la muestra (Chang & Goldsby, 2016).

Primero calculamos la composición centesimal de cada sal separadamente:

*NaCl:*

$$\%_{Na} = \frac{(23 \text{ g/mol})}{(23 + 35,45) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 39,35\%$$

$$\%_{Cl} = \frac{(35,45 \text{ g/mol})}{(23 + 35,45) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 60,65\%$$

*Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*

$$\%_{Na} = \frac{(2 \cdot 23 \text{ g/mol})}{(2 \cdot 23) + 32 + (4 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 32,39\%$$

$$\%_{S} = \frac{(32 \text{ g/mol})}{(2 \cdot 23) + 32 + (4 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 22,54\%$$

$$\%_{O} = \frac{(4 \cdot 16 \text{ g/mol})}{(2 \cdot 23) + 32 + (4 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 45,07\%$$

*NaNO<sub>3</sub>*

$$\%_{Na} = \frac{(23 \text{ g/mol})}{23 + 14 + (3 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 27,06\%$$

$$\%_{N} = \frac{(14 \text{ g/mol})}{23 + 14 + (3 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 16,47\%$$

$$\%_{O} = \frac{(3 \cdot 16 \text{ g/mol})}{(23 + 14 + (3 \cdot 16) \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 56,47\%$$

Para cada sal se obtuvo los siguientes resultados:

	% Na	% Cl		
NaCl	39,35	60,65		
	% Na	% S	% O	
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	32,39	22,54	45,07	
	% Na	% N	% O	
NaNO <sub>3</sub>	27,06	16,47	56,47	

Ahora calculamos la relación teórica de cada sal:

$$NaCl \rightarrow r = \frac{\%_{Na}}{\%_{Cl}} = \frac{39,35}{60,65} = 0,65$$

$$Na_2SO_4 \rightarrow r = \frac{\%_{O}}{\%_{Na}} = \frac{45,07}{32,39} = 1,39; r = \frac{\%_{S}}{\%_{O}} = \frac{22,54}{45,07} = 0,5$$

$$NaNO_3 \rightarrow r = \frac{\%_{O}}{\%_{Na}} = \frac{56,47}{27,06} = 2,09; r = \frac{\%_{N}}{\%_{O}} = \frac{16,47}{56,47} = 0,29$$

Ahora del porcentaje real en la muestra tenemos:

$$\%_{Cl} = 19,51; r = \frac{\%_{Na}}{\%_{Cl}}; 0,65 = \frac{\%_{Na}}{19,51}; \%_{Na \rightarrow NaCl} = 0,65(19,51) = 12,68$$

$$\%_{NaCl} = 12,68 + 19,51 = 32,19\%$$

Ahora construimos un sistema de ecuaciones con el % sodio restante:

$$\%_{Na} = \%_{Na \rightarrow NaCl} + \%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + \%_{Na \rightarrow NaNO_3}$$

$$32,19 = 12,68 + \%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + \%_{Na \rightarrow NaNO_3}$$

$$19,51 = \%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + \%_{Na \rightarrow NaNO_3} \quad (1)$$

A partir de las relaciones de oxígeno y el porcentaje de O, obtendremos la ecuación (2):

$$Na_2SO_4 \rightarrow r = \frac{\%_O}{\%_{Na}} = 1,39; NaNO_3 \rightarrow r = \frac{\%_O}{\%_{Na}} = 2,09$$

$$36,01 = \%_{O \rightarrow Na_2SO_4} + \%_{O \rightarrow NaNO_3}$$

$$36,01 = 1,39\%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + 2,09\%_{Na \rightarrow NaNO_3}$$

$$\%_{Na \rightarrow NaNO_3} = \frac{36,01 - 1,39\%_{Na \rightarrow Na_2SO_4}}{2,09} \quad (2)$$

(1) en (2)

$$19,51 = \%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + \frac{36,01 - 1,39\%_{Na \rightarrow Na_2SO_4}}{2,09}$$

$$19,51 = \%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} + 17,23 - 0,67\%_{Na \rightarrow Na_2SO_4}$$

$$\%_{Na \rightarrow Na_2SO_4} = \frac{2,28}{0,33} = 6,91 \% \quad \therefore \%_{Na \rightarrow NaNO_3} = 12,6 \%$$

Ahora calculamos el % de oxígeno proveniente del nitrato de sodio:

$$NaNO_3 \rightarrow r = \frac{\%_O}{\%_{Na}} = \frac{\%_O}{12,6} = 2,09; \%_O = 26,33 \%$$

Finalmente calculamos el % de nitrógeno:

$$r = \frac{\%_N}{\%_O} = \frac{\%_N}{26,33} = 0,29; \%_N = 7,64 \%$$

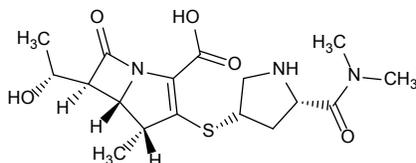
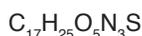
$$\%_{NaNO_3} = 7,64 + 26,33 + 12,6 = 46,57 \%$$

$$\%_{Na_2SO_4} = 100 - 46,57 - 32,19 = 21,2 \%$$

## Fórmula empírica

**1.65.** El meropenem es un antibiótico de última línea, el análisis elemental del meropenem indica que, es 53,26 % C, 6,53 % H, 10,97 % N, 20,89 % O y 8,36 % S, determinar la fórmula empírica del meropenem.

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	53,26	$53,26/12 = 4,44$	$4,44/0,26 = 17$
H	6,53	$6,53/1 = 6,53$	$6,53/0,26 = 25$
O	20,89	$20,89/16 = 1,31$	$1,31/0,26 = 5$
N	10,97	$10,97/14 = 0,78$	$0,78/0,26 = 3$
S	8,36	$8,36/32 = 0,26$	$0,26/0,26 = 1$



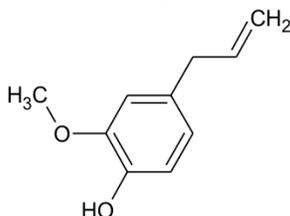
Estructura química de la molécula del meropenem.

**1.66.** El eugenol es el aceite esencial del clavo de olor, el análisis elemental del eugenol indican que es 73,17 % C, 7,32 % H, 19,51 % O, determinar la fórmula empírica del eugenol, su peso molecular es 164 g/mol, determinar su fórmula molecular

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	73,17	$73,17/12 = 6,1$	$6,1/1,22 = 5$
H	7,32	$7,32/1 = 7,32$	$7,32/1,22 = 6$
O	19,51	$19,51/16 = 1,22$	$1,22/1,22 = 1$



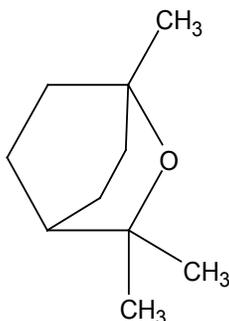
$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{peso empírico}} = \frac{164}{82} = 2$$



Estructura química de la molécula del eugenol.

**1.67.** El eucaliptol es el aceite esencial del eucalipto, el análisis elemental del eucaliptol, indican que es 77,92 % C, 11,69 % H, 10,39 % O, determinar la fórmula empírica del eucaliptol.

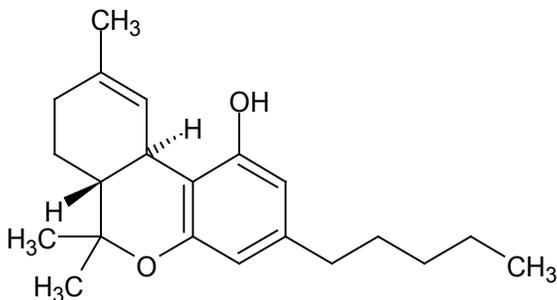
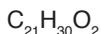
Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	77,92	$77,92/12 = 6,49$	$6,49/0,65 = 10$
H	11,69	$11,69/1 = 11,69$	$11,69/0,65 = 18$
O	10,39	$10,39/16 = 0,65$	$0,65/0,65 = 1$



Estructura química de la molécula del eucaliptol.

**1.68.** El THC es una droga depresora del sistema nervioso contenida en las hojas de marihuana, el análisis elemental del THC, indican que es 80,25 % C, 9,55 % H, 10,19 % O, determinar la fórmula empírica del THC.

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	80,25	$80,25/12 = 6,69$	$6,69/0,64 = 21/2 \cdot 2 = 21$
H	9,55	$9,55/1 = 9,55$	$9,55/0,64 = 15 \cdot 2 = 30$
O	10,19	$10,19/16 = 0,64$	$0,64/0,64 = 1 \cdot 2 = 2$



Estructura química de la molécula del THC.

**1.69.** El maitotoxina, es un compuesto extremadamente venenoso segregado por ciertos tipos de microalgas, el espectrómetro de masas indica que su masa molecular es 3422 g/mol, su análisis elemental indica: 58,88 % C, 7,68 % H, 32,89 % O, 1,85 % S y 1,88 % Na, determinar su fórmula molecular.

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	58,88	58,88/12 = 4,91	4,91/0,06 = 82
H	7,68	7,68/1 = 7,68	7,68/0,06 = 128
O	32,89	32,89/16 = 2,06	2/0,06=34
S	1,85	1,85/32= 0,06	0,06/0,06 =1
Na	1,88	1,88/23=0,08	0,08/0,06=1



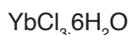
$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{peso empírico}} = \frac{3422}{1711} = 2$$



**1.70.** Calcule la fórmula empírica de una sal hidratada que está compuesto en un 44,6 % de iterbio y 27,5 % de cloro.

$$\%_{H_2O} = 100 - \%_{Yb} - \%_{Cl} = 100 - 44,6 - 27,5 = 27,9\%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
Yb	44,6	44,6/173 = 0,26	0,26/0,26 = 1
Cl	27,5	27,5/35,45 = 0,78	0,78/0,26 = 3
H <sub>2</sub> O	27,90	27,90/18 = 1,55	1,55/0,26 = 6



**1.71.** Un compuesto presenta la siguiente composición 62,02 % O, 36,02 % P, 1,95 % H, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.

Elemento	% elemento	Relación	# átomos	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	<b>H<sub>5</sub>P<sub>3</sub>O<sub>10</sub></b>	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>
H	1,95	1,95/1 = 1,95	1,95/1,16 = 1,68-3=5	
P	36,02	36,02/31 = 1,16	1,16/1,16 = 1-3=3	
O	62,02	62,02/16 = 3,88	3,88/1,16 = 3,34-3=10	

Para que todos los números queden en enteros multiplicamos por 3



**1.72.** Un compuesto presenta la siguiente composición 39,17 % O, 31,90 % K, 28,93 % Cl, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.

KCl	<b>KClO<sub>3</sub></b>	KClO	KClO <sub>4</sub>	KClO <sub>2</sub>
<b>Elemento</b>	<b>% elemento</b>	<b>Relación</b>	<b># átomos</b>	
K	31,90	31,90/39 = 0,82	0,82/0,82 = 1	
Cl	28,93	28,93/35,45 = 0,82	0,82/0,82 = 1	
O	39,17	39,17/16 = 2,45	2,45/0,82 = 3	



1.73. Un compuesto presenta la siguiente composición 76,49 % I, 13,86 % Na, 9,64 % O, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.

<b>NaIO</b>	NaIO <sub>4</sub>	NaIO <sub>3</sub>	NaIO <sub>2</sub>	NaI
<b>Elemento</b>	<b>% elemento</b>	<b>Relación</b>	<b># átomos</b>	
Na	13,86	13,86/23 = 0,60	0,60/0,60 = 1	
I	76,49	76,49/127 = 0,60	0,60/0,60 = 1	
O	9,64	9,64/16 = 0,60	0,60/0,60 = 1	



1.74. Un compuesto presenta la siguiente composición 56,69 % S, 42,42 % O, 0,89 % H, determine cuál compuesto de los siguientes es el correcto.

H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	<b>H<sub>2</sub>S<sub>4</sub>O<sub>6</sub></b>
<b>Elemento</b>	<b>% elemento</b>	<b>Relación</b>	<b># átomos</b>	
H	0,89	0,89/1 = 0,89	0,89/0,89 = 1	
S	56,69	56,69/32 = 1,77	1,77/0,89 = 2	
O	42,42	42,42/16 = 2,65	2,65/0,89 = 3	

HS<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ninguna opción sería correcta, pero si multiplicamos por 2 obtenemos H<sub>2</sub>S<sub>4</sub>O<sub>6</sub>

1.75. En el laboratorio de química inorgánica se realiza una síntesis, para dicho proceso reaccionan 4,14 g de fósforo con cloro, posterior al experimento se obtienen 27,8 g de un polvo blanquecino, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

$$\%_P = \frac{4,14}{27,8} \cdot 100\% = 14,89\%$$

$$\%_{Cl} = 100\% - 14,89 = 85,11\%$$

<b>Elemento</b>	<b>% elemento</b>	<b>Relación</b>	<b># átomos</b>
Cl	85,11	85,11/35,45 = 2,40	2,40/0,48 = 5
P	14,89	14,89/31 = 0,48	0,48/0,48 = 1



**1.76.** En el laboratorio de química inorgánica se realiza una síntesis, para dicho proceso reaccionan 4,69 g de azufre con flúor, posterior al experimento se obtienen 15,81 g de un gas, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

$$\%_S = \frac{4,69}{15,81} \cdot 100\% = 29,66\%$$

$$\%_F = 100\% - 29,66\% = 70,34\%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
F	70,34	70,34/19 = 3,70	3,70/0,93 = 4
S	29,66	29,66/32 = 0,93	0,93/0,93=1



**1.77.** Una muestra de compuesto orgánico se encontró que contenía 1,11 mg de C, 0,148 mg de H, 0,159 mg N y 0,363 mg de O, la masa molar es 942 g/mol, ¿Cuál será la fórmula molecular del compuesto?

$$\%_C = \frac{1,11}{1,11 + 0,148 + 0,159 + 0,363} \cdot 100\% = 62,36\%$$

$$\%_H = \frac{0,148}{1,11 + 0,148 + 0,159 + 0,363} \cdot 100\% = 8,31\%$$

$$\%_N = \frac{0,159}{1,11 + 0,148 + 0,159 + 0,363} \cdot 100\% = 8,94\%$$

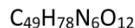
$$\%_O = \frac{0,363}{1,11 + 0,148 + 0,159 + 0,363} \cdot 100\% = 20,39\%$$

$$\%_O = \frac{n(16 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\%; n = \frac{\%_O \mathcal{M}}{100\% \cdot 16} = \frac{(20,39) \cdot (942)}{100\% \cdot 16} = 12$$

$$n = \frac{\%_H \mathcal{M}}{100\% \cdot 1} = \frac{(8,31) \cdot (942)}{100\% \cdot 1} = 78$$

$$n = \frac{\%_N \mathcal{M}}{100\% \cdot 1} = \frac{(8,94) \cdot (942)}{100\% \cdot 14} = 6$$

$$n = \frac{\%_C \mathcal{M}}{100\% \cdot 1} = \frac{(62,36) \cdot (942)}{100\% \cdot 12} = 49$$



**1.78.** Se analizó un compuesto que contenía C, H, N y O. Se combusionó de manera completa, una muestra de 1,279 g y se obtuvo; 1,60 g de dióxido de carbono y 0,77 g de agua. Una segunda muestra de 1,625 g contuvo 0,216 g de nitrógeno total. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

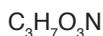
$$\%_H = \frac{0,77 \text{ g H}_2\text{O}}{1,279 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot 100\% = 6,68\%$$

$$\%_C = \frac{1,60 \text{ g } CO_2}{1,279 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} \cdot 100\% = 34,12 \%$$

$$\%_N = \frac{0,216}{1,625} \cdot 100\% = 13,29 \%$$

$$\%_O = 100 \% - \%_N - \%_C - \%_H = 45,91 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	34,12	34,12/12 = 2,84	2,84/0,95 = 3
H	6,68	6,68/1 = 6,68	6,68/0,95 = 7
O	45,92	45,92/16 = 2,87	2,87/0,95 = 3
N	13,29	13,29/14 = 0,95	0,95/0,95 = 1



**1.79.** Se queman 12,1 g de *tert*-Butilmetiléter, se producen 30,2 g de dióxido de carbono y 14,8 g de agua determine su fórmula empírica, con sus conocimientos de nomenclatura orgánica represente la fórmula empírica (Ibarz. 1964).

$$\%_H = \frac{14,8 \text{ g } H_2O}{12,1 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot 100\% = 13,59\%$$

$$\%_C = \frac{30,2 \text{ g } CO_2}{12,1 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{12 \text{ g } C}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot 100\% = 68,07 \%$$

$$\%_O = 100 - 68,07 - 13,59 \% = 18,34\%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	68,07	68,07/12 = 5,67	5,67/1,15 = 5
H	13,59	13,59/1 = 13,59	13,59/1,15 = 12
O	18,34	18,34/16 = 1,15	1,15/1,15 = 1



**1.80.** Se analiza una molécula orgánica que contiene C, H, O, el hidrógeno y el oxígeno se encuentran en una proporción 2:1 además, se sabe que tiene 40,0 % en masa de carbono. Calcule la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto sabiendo que un análisis en espectrometría de masas indica que la masa molecular es 178 u.

$$40\% \rightarrow C \therefore 60\% \rightarrow H + O$$

$$H:O = 2:1 \therefore H_2O$$

$$\%_{H_2O} = 60\%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos/moléculas
C	40	40/12 = 3,33	3,33/3,33= 1
H <sub>2</sub> O	60	60/18 = 3,33	3,33/3,33 = 1



$$n = \frac{178 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 6$$



**1.81.** Se analiza el cromato de potasio y se determina la composición: 32,95% de O, 40,25% de potasio y 26,79% de cromo, determine la fórmula empírica

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
O	32,96	32,96/16 = 2,06	2,06/0,52 = 4
K	40,25	40,25/39=1,03	1,03/0,52=2
Cr	26,79	26,79/52=0,52	0,52/0,52= 1



**1.82.** Se analiza un hidrocarburo, la combustión de 0,450 g de muestra producen 0,467 g de CO, 0,733 g de CO<sub>2</sub>, 0,016 g C y 0,31 g de agua, determinar su fórmula empírica, si el peso molecular es 26 g/mol, determinar su fórmula molecular (Ibarz. 1964).

$$\%_{\text{C} \rightarrow \text{CO}} = \frac{0,467 \text{ g CO}}{0,450 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{28 \text{ g CO}} \cdot 100\% = 44,48 \%$$

$$\%_{\text{C} \rightarrow \text{CO}_2} = \frac{0,733 \text{ g CO}_2}{0,450 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} \cdot 100\% = 44,42 \%$$

$$\%_{\text{C}} = \frac{0,016 \text{ g C}}{0,450 \text{ g muestra}} \cdot 100\% = 3,45 \%$$

$$\%_{\text{C}} = 92,35 \%$$

$$\%_{\text{O} \rightarrow \text{H}} = \frac{0,31 \text{ g H}_2\text{O}}{0,450 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100\% = 7,65 \%$$

$$\%_{\text{O}} = 100 - 88,89 = 11,1 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	92,35	92,35/12 = 7,69	7,69 /7,65 = 1
H	7,65	7,65/1=7,65	7,65/7,65=1

$$CH = 13 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{peso empírico}} = \frac{26}{13} = 2$$



**1.83.** Se analiza una molécula orgánica, la combustión de 1,186 gramos de muestra producen 1,992 g de dióxido de carbono y 0,476 g de agua, el análisis de nitrógeno por el método de Kjeldahl de 3,832 gramos de muestra produjo 0,415 g de amoníaco, y el análisis de azufre produjo 0,943 gramos de sulfato de bario, a partir de 0,6355 g de muestra, hallar la fórmula empírica de la sustancia (Ibarz. 1964).

$$\%_C = \frac{1,992 \text{ g } CO_2}{1,186 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} \cdot 100\% = 45,81 \%$$

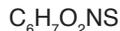
$$\%_H = \frac{0,476 \text{ g } H_2O}{1,186 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} \cdot 100\% = 4,46 \%$$

$$\%_S = \frac{0,943 \text{ g } BaSO_4}{0,6355 \text{ g muestra}} \cdot \frac{32 \text{ g } S}{233 \text{ g } BaSO_4} \cdot 100\% = 20,38 \%$$

$$\%_N = \frac{0,415 \text{ g } NH_3}{3,832 \text{ g muestra}} \cdot \frac{14 \text{ g } N}{17 \text{ g } NH_3} \cdot 100\% = 8,92 \%$$

$$\%_O = 100 - 45,81 - 4,46 - 20,38 - 8,92 = 20,43 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	45,81	45,81/12 = 3,82	3,82/0,64 = 6
H	4,46	4,46/1 = 4,46	4,46/0,64 = 7
O	20,43	20,43/16 = 1,28	1,28/0,64 = 2
N	8,92	8,92/14 = 0,64	0,64/0,64 = 1
S	20,38	20,38/32 = 0,64	0,64/0,64 = 1

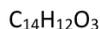


**1.84.** El Resveratrol es un antioxidante contenido en la cáscara de las uvas, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 73,67% C, 21,03% O y 5,30% H, y su masa molecular es 228,25 g/mol determinar su fórmula empírica.

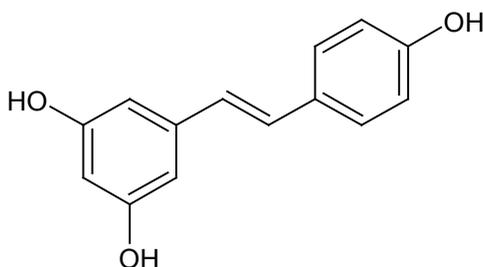
$$\%_C = \frac{n(12,010)}{228,25} \cdot 100; n = \frac{73,67}{100} \cdot \left(\frac{228,25}{12,010}\right) = 14$$

$$\%_H = \frac{n(1,008)}{228,25} \cdot 100; n = \frac{5,30}{100} \cdot \left(\frac{228,25}{1,008}\right) = 12$$

$$\%_O = \frac{n(15,999)}{228,25} \cdot 100; n = \frac{21,03}{100} \cdot \left(\frac{228,25}{15,999}\right) = 3$$



A continuación, se muestra la estructura química de la molécula del resveratrol como curiosidad

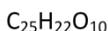


**1.85.** La Silibina es un flavonoide contenido en la planta de cardo mariano, muy utilizado como protector del hígado, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 62,24% C, 33,16% O y 4,60% H, determinar su fórmula empírica, su masa molecular es 482,44 g/mol.

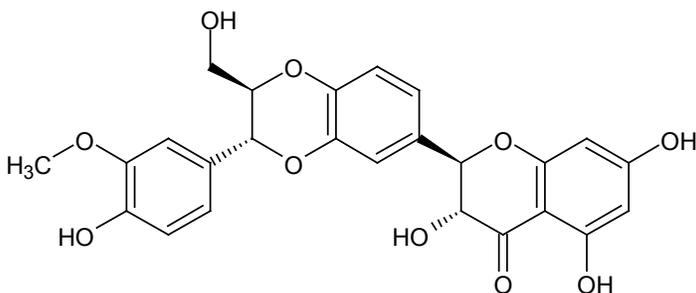
$$\%_C = \frac{n(12,010)}{482,44} \cdot 100; n = \frac{62,24}{100} \cdot \left(\frac{482,44}{12,010}\right) = 25$$

$$\%_H = \frac{n(1,008)}{482,44} \cdot 100; n = \frac{4,60}{100} \cdot \left(\frac{482,44}{1,008}\right) = 22$$

$$\%_O = \frac{n(15,999)}{482,44} \cdot 100; n = \frac{33,16}{100} \cdot \left(\frac{482,44}{15,999}\right) = 10$$



A continuación, se muestra la estructura química de la molécula del silibina como curiosidad



**1.86.** La Limoneno es un terpeno responsable de los aromas cítricos en las frutas como la naranja, su análisis elemental encontró que el compuesto contiene 88,16% C y 11,84% H, determinar su fórmula empírica y molecular sabiendo que su masa molecular es 136,23 g/mol.

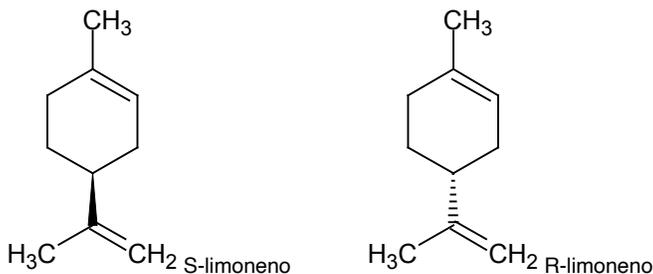
$$\%_C = \frac{n(12,010)}{136,23} \cdot 100; n = \frac{88,16}{100} \cdot \left(\frac{136,23}{12,010}\right) = 10$$

$$\%_H = \frac{n(1,008)}{136,23} \cdot 100; n = \frac{11,84}{100} \cdot \left(\frac{136,23}{1,008}\right) = 16$$

C<sub>10</sub>H<sub>16</sub> molecular

C<sub>5</sub>H<sub>8</sub> Empírica

A continuación, se muestra la estructura química de las moléculas del limoneno como curiosidad



**1.87.** La maitotoxina es un contaminante emergente generado por microalgas, su dosis letal en ratones es de apenas 130 ng/kg siendo uno de los más potentes venenos conocidos, su masa molecular es de 3425,73 g/mol, su análisis elemental muestra que contiene: 57,50 % C, 31,76 % O, 7,53 % H, 1,87 % S y 1,34 % Na, determine su fórmula empírica y molecular.

$$\%_C = \frac{n(12,010)}{3\,425,73} \cdot 100; n = \frac{57,50}{100} \cdot \left(\frac{3425,73}{12,010}\right) = 164$$

$$\%_H = \frac{n(1,008)}{3\,425,73} \cdot 100; n = \frac{7,53}{100} \cdot \left(\frac{3425,73}{1,008}\right) = 256$$

$$\%_O = \frac{n(15,999)}{3\,425,73} \cdot 100; n = \frac{31,76}{100} \cdot \left(\frac{3425,73}{15,999}\right) = 68$$

$$\%_S = \frac{n(32,067)}{3\,425,73} \cdot 100; n = \frac{1,87}{100} \cdot \left(\frac{3425,73}{32,067}\right) = 2$$

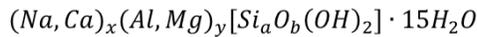
$$\%_{Na} = \frac{n(22,99)}{3\,425,73} \cdot 100; n = \frac{1,34}{100} \cdot \left(\frac{3425,73}{22,99}\right) = 2$$

C<sub>164</sub>H<sub>256</sub>O<sub>68</sub>S<sub>2</sub>Na<sub>2</sub> Molecular

**1.88.** Determinar la fórmula empírica del mineral Montmorillonita, sabiendo que el análisis de masas indicó que la masa molecular es 699,956 g/mol, el mineral tiene 38,62 % agua, 4,86 % OH, el análisis elemental fue 1,08 % Na, 1,89 % Ca, 7,71 % Al, 6,94 % Mg, 16,05 % Si, 61,71 % O, 4,61 % H, además se conoce que el oxígeno restante y el silicio forman un silicato dentro del mineral.

$$\%_{H_2O} = \frac{n(18,015)}{699,956} \cdot 100; n = \frac{38,62}{100} \cdot \frac{699,956}{18,015} = 15$$

$$\%_{OH} = \frac{n(17,007)}{699,956} \cdot 100; \quad n = \frac{4,86}{100} \cdot \frac{699,956}{17,007} = 2$$

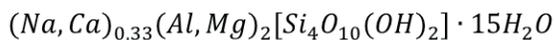


Elemento	%	Proporción
Na	1,08/22,99=0,047	0,047/0,047=1
Ca	1,89/40,078=0,047	0,047/0,047=1
Al	7,71/26,982=0,286	0,286/0,047=6
Mg	6,94/24,305=0,286	0,286/0,047=6
Si	16,05/28,085=0,571	0,571/0,047=12
O	61,71/15,999=3,857	3,857/0,047=82
H	4,61/1,008=4,573	4,573/0,047=97
H <sub>2</sub> O	38,62/18,015=2,144	2,144/0,047=91/2
OH	4,86/17,007=0,286	0,286/0,047=6

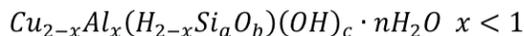
Si el mineral tiene 2 OH y el cálculo de moléculas tiene 6, procedemos a dividir todos los elementos para 3:

Elemento	%	Proporción
Na	1,08/22,99=0,047	0,047/0,047=1/3=0,33
Ca	1,89/40,078=0,047	0,047/0,047=1/3=0,33
Al	7,71/26,982=0,286	0,286/0,047=6/3=2
Mg	6,94/24,305=0,286	0,286/0,047=6/3=2
Si	16,05/28,085=0,571	0,571/0,047=12/3=4
O	61,71/15,999=3,857	3,857/0,047=82/3=27
H	4,61/1,008=4,573	4,573/0,047=97/3=32
H <sub>2</sub> O	38,62/18,015=2,144	2,144/0,047=91/6=15
OH	4,86/17,007=0,286	0,286/0,047=6/3 =2

$$O = 27 - 15 - 2 = 10$$



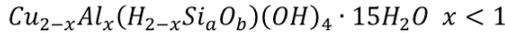
**1.89.** La crisocola es un mineral que tiene una fórmula empírica general:



Un tipo crisocola obtuvo 46,21% en agua, 11,63 % OH, 9,61 % Si, 65,67 % O, su peso molecular fue 584,74 g/mol, determinar el valor de X y n.

$$\%_{agua} = \frac{n(18,015)}{584,74} \cdot 100; \quad n = \frac{46,21}{100} \cdot \frac{584,74}{18,015} = 15$$

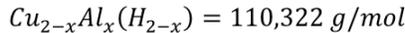
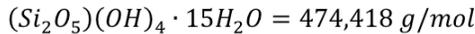
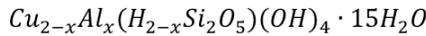
$$\%_{OH} = \frac{n(17,007)}{584,74} \cdot 100; \quad n = \frac{11,63}{100} \cdot \frac{584,74}{17,007} = 4$$



$$\%_{Si} = \frac{n(28,085)}{584,74} \cdot 100; \quad n = \frac{9,61}{100} \cdot \frac{584,74}{28,085} = 2$$

$$\%_O = \frac{n(15,999)}{584,74} \cdot 100; \quad n = \frac{65,67}{100} \cdot \frac{584,74}{15,999} = 24$$

$$O = 24 - 15 - 4 = 5$$

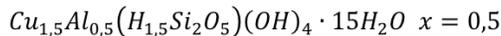


$$110,322 = 63,546(2 - x) + 26,982x + 1,008(2 - x)$$

$$110,322 = 127,092 - 63,546x + 26,982x + 2,016 - 1,008x$$

$$-18,786 = -37,566x$$

$$x = 0,5$$



**1.90.** Una muestra de polímero, tiene la fórmula  $Br_3C_6H_3(C_8H_8)_n$ . Una muestra de la sustancia problema contenía 10,46 % de bromo. ¿Cuál es el valor del subíndice n? (Rosenberg, Lawrence & Krieger 2009).

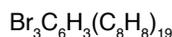


$$\%_{Br} = \frac{3 \cdot (79,904 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\% = 10,46 \%$$

$$\mathcal{M} = \frac{3 \cdot (79,904 \text{ g/mol}) \cdot 100 \%}{10,46 \%} = 2291,702 \text{ g/mol}$$

$$2291,702 \text{ g/mol} = 314,796 \text{ g/mol} + n(104,144 \text{ g/mol})$$

$$n = \frac{2291,702 \text{ g/mol} - 314,796 \text{ g/mol}}{104,144 \text{ g/mol}} = 19$$



**1.91.** Se tiene un polímero con la fórmula  $(C_2F_4)_n$ , siendo  $n$  un número grande. El polímero se sintetiza a partir del tetrafluoroetileno  $C_2F_4$ . Se encontró que el producto final contenía 0,012 % de S. ¿Cuál es el valor de  $n$ , si cada molécula de polímero contiene a) 1 átomo de azufre; b) 2 átomos de azufre? En ambos casos se debe suponer que el azufre aporta una cantidad despreciable a la masa total del polímero (Rosenberg. 2009).

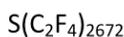
$$\%_S = \frac{1 \cdot (32,07 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\% = 0,012 \%$$

$$\mathcal{M} = \frac{1 \cdot (32,07 \text{ g/mol})}{0,012 \%} \cdot 100\% = 267250 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{C_2F_4} = 100,02 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M} = 32,07 + (100,02)n$$

$$n = \frac{267250 - 32,07}{100,02} = 2672$$



$$\%_S = \frac{2 \cdot (32,07 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\% = 0,012 \%$$

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot (32,07 \text{ g/mol})}{0,012 \%} \cdot 100\% = 534500 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{C_2F_4} = 100,02 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M} = 32,07 + (100,02)n$$

$$n = \frac{534500 - 2 \cdot (32,07)}{100,02} = 5343$$



**1.92.** A partir de la siguiente reacción química:



Cuando 0,318 g de este compuesto es oxidado y precipitado con bario se obtienen 0,939 g de sulfato de bario, determine el valor de X (Ibarz. 1964).

$$\mathcal{M} = 2Na + xS + 3O = 2(23 \text{ g/mol}) + 32x + 3(16 \text{ g/mol}) = 94 + 32x$$

$$\%_S = \frac{0,939 \text{ g BaSO}_4}{0,318 \text{ g sustancia}} \cdot \frac{32 \text{ g}}{233,36 \text{ g BaSO}_4} 100\% = 40,49 \%$$

$$40,49 \% = \frac{32x}{94 + 32x}$$

$$\frac{40,49}{100} [94 + 32x] = 32x$$

$$38,06 + 12,96x = 32x$$

$$38,06 = 19,04x$$

$$x = 2$$



**1.93.** Se tiene una sal oxosal del bromo  $\text{KBrO}_x$  donde  $x$  es desconocido, el análisis elemental muestra que el compuesto contiene 52,92 % Br, ¿Qué valor tiene  $x$ ? (Brown, LeMay, Bursted, Murphy, Woodward, Stoltzfus, Lufaso. 2017).

$$\%_{\text{Br}} = 52,92 = \frac{1 \cdot (79,9)}{\mathcal{M}} \cdot 100\%; \quad \mathcal{M} = \frac{1 \cdot (79,9)}{52,92} \cdot 100 = 150,9$$

$$\mathcal{M} = 150,9 - 39 - 79,9 = x16$$

$$32 = x16$$

$$x = \frac{32}{16} = 2 \therefore \text{KBrO}_2$$

**1.94.** Se tiene un metal desconocido  $M$ , el mismo forma un óxido con fórmula  $M_2O$ , posterior al análisis elemental se encontró que el óxido es 88,8 %, ¿cuál será la masa molar del metal y cuál es el nombre del óxido?

$$\%_O = 100 - 88,8 = 11,2\%$$

$$\%_O = \frac{(16 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\% = 11,2 \%$$

$$\mathcal{M} = \frac{(16 \text{ g/mol})}{11,2} \cdot 100\% = 142,86 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso atómico} = \frac{142,86 \text{ g/mol} - (16 \text{ g/mol})}{2} = 63,43 \text{ g/mol}$$

$$M = \text{Cu}^+$$

$\text{Cu}_2\text{O}$  óxido de dicobre

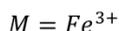
**1.95.** Se tiene un metal desconocido  $M$ , el mismo forma un óxido con fórmula  $M_2O_3$ , cuyo porcentaje de masa del metal es 69,9 %, ¿cuál será la masa molar del metal y cuál es el nombre del óxido?

$$\%_O = 100 - 69,9 = 30,1\%$$

$$\%_O = \frac{3 \cdot (16 \text{ g/mol})}{\mathcal{M}} \cdot 100\% = 30,1 \%$$

$$\mathcal{M} = \frac{3 \cdot (16 \text{ g/mol})}{30,1} \cdot 100\% = 159,47 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso atómico} = \frac{159,47 \text{ g/mol} - 3(16 \text{ g/mol})}{2} = 55,74 \text{ g/mol}$$



$\text{Fe}_2\text{O}_3$  trióxido de dihierro

**1.96.** Se reduce un óxido metálico obteniendo 0,2751 g de agua, el metal obtenido se hace reaccionar con azufre para generar el sulfuro respectivo, en el experimento se generó 2,618 g de dicha sal binaria. Adicionalmente, experimentos indican que el peso atómico del metal es 210 U y que existe una relación entre la cantidad de oxígeno en el óxido y azufre en el sulfuro dada por la siguiente ecuación:

$$\frac{\text{Masa O}}{8} = \frac{\text{Masa S}}{16}$$

Determine la fórmula empírica del sulfuro y del óxido.

$$\text{Oxígeno} = 0,2751 \text{ g agua} \cdot \frac{16 \text{ g O}}{18 \text{ g Agua}} = 0,2445 \text{ g O}$$

$$\frac{0,2445 \text{ g O}}{8} = \frac{\text{Masa S}}{16} \therefore \text{Azufre} = 0,4890 \text{ g S}$$

Se calcula la masa del metal en el sulfuro:

$$W_{\text{metal}} = 2,618 \text{ g} - 0,4890 \text{ g} = 2,129 \text{ g}$$

El metal es el bismuto:

$$\%_S = \frac{0,4890 \text{ g S}}{2,618 \text{ g sal}} \cdot 100 \% = 18,68 \%$$

$$\%_M = 100 \% - 18,68\% = 81,32 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos	#enteros
M	81,3	81,32/210= 0,38	0,39/0,39= 1	2
S	18,7	18,68/32=0,58	0,58/0,39= 1,5	3



**1.97.** Se analiza 1,306 g un compuesto orgánico de carácter ácido obteniendo 1,714 g de dióxido de carbono y 0,526 g de agua. Adicionalmente, el ácido orgánico se hace reacciona con plata, el residuo dejado por 5,217 g de la sal fue de 3,236 g de Ag, determine la fórmula desarrollada del ácido y cuantos hidrógenos puede ionizarse en dicho ácido (Ibarz. 1964).

$$\%_C = \frac{1,714 \text{ g } CO_2}{1,306 \text{ g muestra}} \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} \cdot 100\% = 35,79 \%$$

$$\%_H = \frac{0,526 \text{ g } H_2O}{1,306 \text{ g muestra}} \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} \cdot 100\% = 4,48\%$$

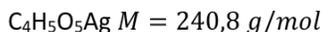
$$\%_O = 100 - 35,79 - 4,48 = 59,73 \%$$

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
C	35,79	35,79/12 = 2,98	2,98/2,98=1      1·4=4
H	4,48	4,48/1 =4,48	4,48/2,98= 3/2      3/2·4=6
O	59,73	59,73/16=3,73	3,73/2,98=5/4      5/4·4=5



$$\%_{Ag} = \frac{3,236 \text{ g } Ag}{5,217 \text{ g muestra}} \cdot 100 \% = 62,03 \%$$

Inspeccionamos el porcentaje al reemplazar un hidrógeno por plata:



$$\%_{Ag} = \frac{107,8 \text{ g } Ag}{240,8 \text{ g sal}} = 44,77 \%$$

No es monoprótico:



$$\%_{Ag} = \frac{2 \cdot 107,8 \text{ g } Ag}{347,6 \text{ g sal}} = 62,03 \%$$

Es diprótico, la única forma posible es:



**1.98.** El elemento Q forma la sal binaria  $QCl_4$  la misma posee un 75,0 % Cl. Identifique que elemento es Q (Petrucci et al. 2017).

$$\text{Masa atómica} = \frac{25 \text{ g } Q}{75 \text{ g } Cl} \cdot \frac{35,45 \text{ g } Cl}{1 \text{ mol } Cl} \cdot \frac{4 \text{ mol } Cl}{1 \text{ mol } Q} = 47,27 \text{ g/mol}$$



**1.99.** El elemento Z forma el compuesto  $ZOCl_2$  que contiene 59,6 por ciento de Cl. Identifique que elemento es Z (Petrucci et al 2017).

Asumimos 1 mol

$$\%_{Cl} = 59,6\% = \frac{\text{masa de Cl en 1 mol del compuesto}}{M} \cdot \frac{2(35,45)}{(Z + 16 + 70,9)} \cdot 100 \%$$

$$0,596 = \frac{70,9}{(Z + 86,9)}$$

$$0,596(Z + 86,9) = 70,9$$

$$0,596 Z = 19,108$$

$$Z = 32 \frac{g}{mol}; Z = S$$

**1.100.** Una muestra de 0,622 g de un óxido metálico cuya fórmula es  $M_2O_3$  se transforma en 0,685 g del sulfuro, MS. ¿Cuál es la masa atómica del metal M? (Petrucci et al 2017).

$$0,685 \text{ g MS} = 0,622 \text{ g } M_2O_3$$

$$0,622 \text{ g } M_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } M_2O_3}{[2M + (15,999 \times 3)] \text{ g } M_2O_3} \cdot \frac{2 \text{ mol M}}{1 \text{ mol } M_2O_3} \cdot \frac{1 \text{ mol MS}}{1 \text{ mol M}} \cdot \frac{(M + 32,065) \text{ g MS}}{1 \text{ mol MS}}$$

$$0,685 \text{ g MS} = \frac{1,244(M + 32,065) \text{ g MS}}{2M + 47,997}$$

$$1,244M + 39,89 = 1,37M + 32,88$$

$$0,126M = 7,01$$

$$M = 56 \therefore M = Fe$$

**1.101.** El metal Z forma la oxosal neutra  $Z_2(SO_4)_3$ . Una muestra de 0,738 g de esta sal neutra permite formar 1,511 g de sulfato de bario. ¿Cuál es la masa atómica del metal problema? (Petrucci et al. 2017).

$$1,511 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,39 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{96 \text{ g SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol SO}_4^{2-}} = 0,6215 \text{ g SO}_4^{2-}$$

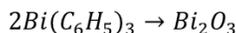
$$g M^{3+} = g M_2(SO_4)_3 - g SO_4^{2-} = 0,738 - 0,6215 = 0,116 \text{ g } M^{3+}$$

$$1,511 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,39 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol M}^{3+}}{3 \text{ mol SO}_4^{2-}} = 0,004316 \text{ mol M}^{3+}$$

$$\text{Masa atómica} = \frac{0,116 \text{ g } M^{3+}}{0,004316 \text{ mol } M^{3+}} = 26,9 \frac{g}{mol}; M = Al$$

**1.102.** Se desea calcular la masa atómica del Bismuto, para lo cual, se transforma el tris fenilo de bismuto  $Bi(C_6H_5)_3$  en óxido de bismuto. Si 5,610 g de  $Bi(C_6H_5)_3$  producen 2,969 g de trióxido de dibismuto. ¿Cuál es la masa atómica del Bi? (Petrucci et al. 2017).

Para 1 mol:



$$\text{Masa molar } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 = \text{Bi} + 3 \cdot ((12 \cdot 6) + (5)) = \text{Bi} + 231,318 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar } \text{Bi}_2\text{O}_3 = 2\text{Bi} + 3 \cdot (16) = 2\text{Bi} + 47,99 \text{ g/mol}$$

La cantidad de moles de  $\text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$  es el doble de las moles de  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ :

$$\text{mol } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 = 2 \text{ mol } \text{Bi}_2\text{O}_3$$

$$n = \frac{\text{masa}}{M}; \text{masa} = nM$$

$$5,610 \text{ g } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 = 1 \text{ mol } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 (\text{Bi} + 231,318 \text{ g/mol})$$

$$5,610 \text{ g } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 = 2 \text{ mol } \text{Bi}_2\text{O}_3 (\text{Bi} + 231,318 \text{ g/mol})$$

$$2,969 \text{ g } \text{Bi}_2\text{O}_3 = 1 \text{ mol } \text{Bi}_2\text{O}_3 (2\text{Bi} + 47,99 \text{ g/mol})$$

$$\text{Bi} = X$$

$$1 \text{ mol } \text{Bi}_2\text{O}_3 = Y$$

$$5,610 \text{ g } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 = 2Y(X + 231,318) = 2YX + 2Y(231,318) \quad [1]$$

$$2,969 \text{ g } \text{Bi}_2\text{O}_3 = Y(2X + 47,99) = 2XY + Y(47,99) \quad [2]$$

$$2,969 \text{ g } \text{Bi}_2\text{O}_3 - Y(47,99) = 5,610 \text{ g } \text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3 - 2Y(231,318)$$

$$2,969 = 5,610 - Y(414,646)$$

$$-2,641 = -Y(414,646)$$

$$\frac{2,641}{414,638} = Y = 0,00637 \text{ mol}$$

$$2,969 \text{ g } \text{Bi}_2\text{O}_3 = 2X(0,00637) + (0,00637)(47,99)$$

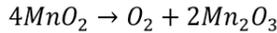
$$X = \frac{2,969 - 0,00637 \cdot 47,99}{2 \cdot 0,00637} = 209,05 \text{ g/mol}$$

**1.103.** Se tiene un compuesto químico desconocido X el mismo que contiene 63,3 % Manganeso y 36,7 % Oxígeno ambos en masa. Cuando X se calienta se desprende oxígeno y se forma un compuesto Y el cual posee 69,62 % Manganeso y 30,38 % oxígeno, con los datos experimentales determinar la fórmula empírica de los óxidos X y Y, escribir la reacción química de X a Y. En otro experimento X se descompone en Z, cuya composición en masa es 82 % Manganeso y 28 % Oxígeno, explicar qué tipo de óxido es Z.

Elemento	% elemento	Relación	# átomos
Mn	63,3	$63,3/55 = 1,15$	1,15/1,15=1
O	36,7	$36,7/16=2,29$	2,29/1,15=2



Elemento	% elemento	Relación	# átomos
Mn	69,62	$69,62/55 = 1,27$	$1,27/1,27 = 1 \times 2 \quad 2$
O	30,38	$30,38/16 = 1,90$	$1,90/1,27 \approx 1,5 \quad 3/2 \times 2 \quad 3$



Elemento	% elemento	Relación	# átomos
Mn	82	$82/55 = 1,49$	$1,49/1,49 = 1 \cdot 6 = 6$
O	28	$28/16 = 1,75$	$1,75/1,49 \approx 1,17 \cdot 6 = 7$

$Z = \text{Mn}_6\text{O}_7$  es un ligando de coordinación

**1.104.** Un ácido posee la fórmula  $\text{H}_x\text{E}_y\text{O}_z$ , el análisis de espectrometría de masas indica que tiene una masa molecular de 178 g/mol, además, el número de átomos en la molécula es 13 átomos, el análisis de la muestra indica que es 34,80 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 15,38 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema? (Petrucci et al2017).

$$13 \text{ átomos totales} \cdot \frac{15,38 \text{ átomos E}}{100 \text{ totales}} = 1,999 \approx 2 \frac{\text{átomos E}}{\text{átomos totales}}; Y = 2$$



$$13 - 2 = 11 = X + Z \quad [1]$$

$$\%_E = 34,80 = \frac{2(E)}{178 \text{ g/mol}} \cdot 100\% \therefore E = \frac{34,80}{100} \cdot \frac{178}{2} = 31 \therefore E = P$$



$$\mathcal{M} = 178 = X(1) + 2(31) + Z(16) \quad [2]$$

[1] en [2]

$$178 = (11 - Z)(1) + 2(31) + Z(16)$$

$$178 = 11 - Z + 62 + 16Z$$

$$178 - 11 - 62 = 15Z$$

$$Z = 7$$

$$11 = X + 7; X = 4$$



Es el ácido pirofosfórico.

**1.105.** Un ácido posee la fórmula  $\text{H}_x\text{E}_y\text{O}_z$  la cual corresponde a los oxoácidos, tiene una masa molecular de 257,95 g/mol, además, la molécula tiene 18 átomos en su

fórmula, el análisis de la muestra contiene 36,02 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 16,66 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema?

$$18 \text{ átomos totales} \cdot \frac{16,66 \text{ átomos } E}{100 \text{ totales}} = 2,999 \approx 3 \frac{\text{átomos } E}{\text{átomos totales}} ; Y = 3$$



$$18 - 3 = 15 = X + Z \quad [1]$$

$$\%_E = 36,02 = \frac{3(E)}{257,95 \text{ g/mol}} \cdot 100\% \therefore E = \frac{36,02}{100} \cdot \frac{257,95}{3} = 31 \therefore E = P$$



$$\mathcal{M} = 257,95 = X(1) + 3(31) + Z(16) \quad [2]$$

$$[1] \text{ en } [2]$$

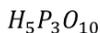
$$257,95 = (15 - Z)(1) + 3(31) + Z(16)$$

$$257,95 = 15 - Z + 93 + 16Z$$

$$149,95 = 15Z$$

$$Z \approx 10$$

$$15 = X + 10; X = 5$$



Es el ácido trifosfórico.

**1.106.** Un ácido posee la fórmula  $H_x E_y O_z$  la cual corresponde a los oxoácidos, tiene una masa molecular de 226,28 g/mol, además, la molécula tiene 12 átomos en su fórmula, el análisis de la muestra contiene 56,69 % del elemento E y el número de átomos de E supone el 33,33 %. ¿Cuál es el elemento E y cuál es la fórmula de este ácido problema?

$$12 \text{ átomos totales} \cdot \frac{33,33 \text{ átomos } E}{100 \text{ totales}} \approx 4 \frac{\text{átomos } E}{\text{átomos totales}} ; Y = 4$$



$$12 - 4 = 8 = X + Z \quad [1]$$

$$\%_E = 56,69 = \frac{4(E)}{226,28 \text{ g/mol}} \cdot 100\% \therefore E = \frac{56,69}{100} \cdot \frac{226,28}{4} = 32 \therefore E = S$$



$$\mathcal{M} = 226,28 = X(1) + 4(32) + Z(16) \quad [2]$$

$$[1] \text{ en } [2]$$

$$226,28 = (8 - Z)(1) + 4(32) + Z(16)$$

$$226,28 = 8 - Z + 128 + 16Z$$

$$90,28 = 15Z$$

$$Z \approx 6$$

$$8 = X + 6; X = 2$$



Es el ácido tetratiónico.

**1.107.** Un compuesto posee la fórmula  $A_x[A(CN)_y]_z$ , la cual corresponde a complejo de coordinación, tiene una masa molecular de 859,22 g/mol, además, la molécula tiene 43 átomos en su fórmula, el análisis de la muestra contiene 45,50 % del elemento A y el número de átomos de A supone el 16,28 %, a su vez A presenta 2 estados de oxidación en el complejo 2+ y 3+ y su relación es  $A^{3+} = \frac{4}{3} A^{2+}$ . ¿Cuál es el elemento A y cuál es la fórmula de este complejo problema?

$$43 \text{ átomos totales} \cdot \frac{16,28 \text{ átomos A}}{100 \text{ totales}} \approx 7 \frac{\text{átomos A}}{\text{átomos totales}}; X + Z = 7 [1]$$

$$\%_A = 45,50 = \frac{7(A)}{859,22 \text{ g/mol}} \cdot 100\% \therefore A = \frac{45,50}{100} \cdot \frac{859,22}{7} = 55,85 \therefore A = Fe$$

$$Fe^{3+} + Fe^{2+} = 7$$

$$\frac{4}{3} Fe^{3+} + Fe^{2+} = 7; Fe^{2+} = 3 \text{ y } Fe^{3+} = 4$$

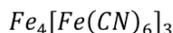
$$M = 859,22 = YZ(C) + 7(55,85) + YZ(N)$$

$$859,22 = YZ(12) + 7(55,85) + YZ(14)$$

$$468,27 = 12YZ + 14YZ$$

$$YZ = 18 \therefore C = 18, \quad N = 18$$

Los posibles valores de YZ solo pueden ser, 63, para esto revisaremos cuales son los números posibles mediante los estados de oxidación del hierro:



Es el ferrocianuro férrico.

# CAPÍTULO II: ESTEQUIOMETRÍA

## INTRODUCCIÓN

Este segundo capítulo proporciona una comprensión profunda y práctica de conceptos como estequiometría, reactivos limitantes, pureza y rendimiento a través de la resolución de ejercicios cuidadosamente seleccionados y explicados, que guiarán al estudiante a través de los pasos necesarios para abordar y resolver ejercicios complejos.

Se espera que este capítulo se convierta en una herramienta valiosa para todos aquellos estudiantes que se embarcan en el fascinante mundo de la química. Con una sólida base en estos conceptos fundamentales, estarán bien preparados para enfrentar desafíos más avanzados y contribuir al progreso de la ciencia química y la ciencia.

## 2.1. Estequiometría

La rama de la química que se encarga de la medida de la materia en reacciones químicas se define como estequiometría; de hecho, viene de los vocablos griegos *stoicheion* que significa elementos y *metron* que significa medida.

### 2.1.1. Leyes ponderales y de combinación química

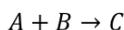
#### Ley de la conservación de masa

Planteada por **Lavoisier**, indica que los átomos y la masa que interviene en una reacción química no se crea ni se destruye, solo se transforma.

$$\sum \text{masa de reactivos} = \sum \text{masa de productos} \quad (2.1)$$

$$\sum \text{átomos de reactivos} = \sum \text{átomos de productos} \quad (2.2)$$

**Ejemplo 2.1.** Se mezclan 20 gramos de A con x g de B para generar 43 g de C. Determinar cuántos gramos de B reaccionaron.



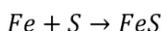
$$\sum \text{masa de reactivos} = \sum \text{masa de productos}$$

$$\text{masa}_A + \text{masa}_B = \text{masa}_C$$

$$20 \text{ g} + x = 43 \text{ g}$$

$$x = 43 \text{ g} - 20 \text{ g} = 23 \text{ g}$$

**Ejemplo 2.2.** Se mezclan 28 gramos de hierro con x gramos de azufre para generar 44 g de sulfuro ferroso. Determinar cuántos gramos de azufre reaccionaron.



$$\begin{aligned}\sum \text{masa de reactivos} &= \sum \text{masa de productos} \\ \text{masa}_{Fe} + \text{masa}_S &= \text{masa}_{FeS} \\ 28 \text{ g} + \text{masa}_S &= 44 \text{ g} \\ \text{masa}_S &= 44 \text{ g} - 28 \text{ g} = 16 \text{ g}\end{aligned}$$

**Ejemplo 2.3.** Se mezclan 2,5 gramos de uranio con x gramos de oxígeno para generar 2,89 g de un óxido de uranio de fórmula desconocida. Determinar cuántos gramos de oxígeno reaccionaron.

$$\begin{aligned}U + O_2 &\rightarrow U_YO_X \\ \sum \text{masa de reactivos} &= \sum \text{masa de productos} \\ \text{masa}_U + \text{masa}_{O_2} &= \text{masa}_{U_YO_X} \\ 2,5 \text{ g} + \text{masa}_{O_2} &= 2,89 \text{ g} \\ \text{masa}_{O_2} &= (2,89 - 2,5) \text{ g} = 0,39 \text{ g}\end{aligned}$$

**Ejemplo 2.4.** Demuestre la ley de conservación de la materia cuando reaccionan 92 g de tolueno con 224 g de oxígeno, produciéndose una combustión incompleta 4:3 (CO:CO<sub>2</sub>).

**Paso 1:** Escribimos e igualamos la reacción química.



**Paso 2:** Determinamos las masas moleculares de ambos.

$$M_{C_7H_8} = 92 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{O_2} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

**Paso 3:** Determinamos la masa de oxígeno que se requiere para reaccionar con 92 g de tolueno.

$$92 \text{ g } C_7H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} \cdot \frac{7 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_7H_8} \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 224 \text{ g } O_2$$

Como se puede ver, las cantidades de oxígeno y de tolueno están equilibradas.

**Paso 4:** Determinamos la masa de los reactivos.

$$\text{masa} = 92 \text{ g} + 224 \text{ g} = 316 \text{ g totales}$$

**Paso 5:** Determinamos la masa de los productos.

$$92 \text{ g } C_7H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO}{1 \text{ mol } C_7H_8} \cdot \frac{28 \text{ g } CO}{1 \text{ mol } CO} = 112 \text{ g } CO$$

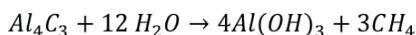
$$92 \text{ g } C_7H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} \cdot \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_7H_8} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 132 \text{ g } CO_2$$

$$92 \text{ g } C_7H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_7H_8} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 72 \text{ g } H_2O$$

$$\text{masa} = 112 \text{ g} + 132 \text{ g} + 72 \text{ g} = 316 \text{ g totales}$$

Como es evidente, la masa se ha conservado en dicha reacción química siendo la masa de los reactivos igual a la de los productos, comprobado así la ley de conservación de masa.

**Ejemplo 2.5.** Calcule el número de átomos, masa, moles y moléculas de reactivos y productos de la siguiente reacción química. Asuma que el coeficiente estequiométrico de cada compuesto es el número de moles que intervienen en la reacción:



**Moles de los reactivos:**

$$n_{\text{reactivos}} = n_{Al_4C_3} + n_{H_2O} = 1 + 12 = 13 \text{ moles}$$

**Moles de los productos:**

$$n_{\text{productos}} = n_{Al(OH)_3} + n_{CH_4} = 4 + 3 = 7 \text{ moles}$$

$$n_{\text{reactivos}} \neq n_{\text{productos}}$$

**Moléculas de los reactivos:**

$$\text{Moléculas}_{\text{reactivos}} = n_{Al_4C_3} N_A + n_{H_2O} N_A$$

$$\text{Moléculas}_{\text{reactivos}}$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } Al_4C_3}{\text{mol}} + 12 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{\text{mol}}$$

$$\text{Moléculas}_{\text{reactivos}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } Al_4C_3 + 7,2264 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O$$

$$\text{Moléculas}_{\text{reactivos}} = 7,8286 \cdot 10^{24} \text{ moléculas totales}$$

**Moléculas de los productos:**

$$\text{Moléculas}_{\text{productos}} = n_{Al(OH)_3} N_A + n_{CH_4} N_A$$

$$\text{Moléculas}_{\text{productos}}$$

$$= 4 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } Al(OH)_3}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4}{\text{mol}}$$

$$\text{Moléculas}_{\text{productos}} = 2,4088 \cdot 10^{24} \text{moléculas Al(OH)}_3 + 1,8066 \cdot 10^{24} \text{moléculas CH}_4$$

$$\text{Moléculas}_{\text{productos}} = 4,2154 \cdot 10^{24} \text{moléculas totales}$$

$$\text{Moléculas}_{\text{productos}} \neq \text{Moléculas}_{\text{reactivos}}$$

### Masa de los reactivos:

$$\mathcal{M}_{\text{Al}_4\text{C}_3} = 143,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masa de los reactivos} = \mathcal{M}_{\text{Al}_4\text{C}_3} + 12\mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 1(144) + 12(18) = 360\text{g}$$

### Masa de los productos:

$$\mathcal{M}_{\text{Al(OH)}_3} = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \mathcal{M}_{\text{CH}_4} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masa de los productos} = 4\mathcal{M}_{\text{Al(OH)}_3} + 3\mathcal{M}_{\text{CH}_4} = 312 + 48 = 360 \text{ g}$$

$$\text{Masa de los reactivos} = \text{Masa de los productos}$$

### Átomos de los reactivos:

$$\text{Átomos}_{\text{Al}_4\text{C}_3} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{Moléculas}_{\text{Al}_4\text{C}_3} \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{\text{Molécula}_{\text{Al}_4\text{C}_3}} = 4,2154 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$\text{Átomos}_{\text{H}_2\text{O}} = 7,2264 \cdot 10^{24} \text{Moléculas}_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{\text{Molécula}_{\text{H}_2\text{O}}} = 2,16792 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

$$\text{Átomos}_{\text{reactivos}} = \text{Átomos}_{\text{Al}_4\text{C}_3} + \text{Átomos}_{\text{H}_2\text{O}} = 2,58946 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

### Átomos de los productos:

$$\begin{aligned} \text{Átomos}_{\text{Al(OH)}_3} &= 2,4088 \cdot 10^{24} \text{Moléculas}_{\text{Al(OH)}_3} \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{\text{Molécula}_{\text{Al(OH)}_3}} \\ &= 1,6861 \cdot 10^{25} \text{ átomos} \end{aligned}$$

$$\text{Átomos}_{\text{CH}_4} = 1,8066 \cdot 10^{24} \text{Moléculas}_{\text{CH}_4} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{\text{Molécula}_{\text{CH}_4}} = 9,033 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

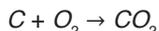
$$\text{Átomos}_{\text{productos}} = \text{Átomos}_{\text{Al(OH)}_3} + \text{Átomos}_{\text{CH}_4} = 2,58946 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

$$\text{Átomos}_{\text{reactivos}} = \text{Átomos}_{\text{productos}}$$

### Ley de proporciones definidas

Planteada por **Proust**, conocida también como ley de composición constante, “cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto siempre lo harán en una proporción de masa definida o invariable”; en otras palabras, las sustancias químicas siempre reaccionan con una cantidad definida.

**Ejemplo 2.6.** La formación del dióxido de carbono sigue la siguiente reacción química:



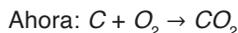
Encuentre la proporción definida entre el oxígeno y carbono.

**Paso 1:** Como el coeficiente estequiométrico es 1 para el elemento y la molécula, el peso atómico del C y peso molecular del  $O_2$  vienen a ser las cantidades fijas para reaccionar.

12 g de C se combinan con 32 g de oxígeno para formar  $CO_2$

**Paso 2:** Dividimos la masa de ambos reactivos:

$$r = \frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{32}{12} = \frac{8}{3} = 2,66 \text{ esta relación siempre es constante}$$



24 g de C se combinan con 64 g de oxígeno para formar  $CO_2$

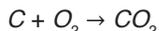
$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{64}{24} = \frac{8}{3} = 2,66 \text{ esta relación siempre es constante}$$

Este valor nos indica que la masa de oxígeno siempre será 8/3 veces mayor a la masa del carbono para reaccionar y generar dióxido de carbono.

**¿23,4 g de C con cuantos gramos de  $O_2$  deben reaccionar?**

$$23,4 \text{ g C} \cdot \frac{8 \text{ g } O_2}{3 \text{ g C}} = 62,4 \text{ g } O_2$$

**Ejemplo 2.7.** Para la reacción química:



Cuál de las proporciones no cumple la ley de Proust:

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{149,33}{56}$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{41,25}{15,47}$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{149}{61}$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{0,626}{0,235}$$

La relación de masas de la reacción es:

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{64}{24} = \frac{8}{3} = 2,66$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{149,33}{56} = 2,66$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{41,25}{15,47} = 2,66$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{149}{61} = 2,44$$

$$\frac{\text{Masa de } O_2}{\text{Masa de C}} = \frac{0,626}{0,235} = 2,66$$

### Ley de proporciones múltiples

Planteadas por **Dalton**, muy similar a la ley de Proust: “la razón entre las masas de un elemento que se combinan con un peso definido o fijo de un segundo elemento es una razón de números enteros como 2:1 o 3:5, etc.”

Por ejemplo, el azufre puede combinarse con el oxígeno para formar varios tipos de óxidos. La relación de la masa entre el oxígeno y el azufre genera un número quebrado (una fracción):

$$S + O_2 \left\{ \begin{array}{l} SO \quad \frac{\text{Masa de O}}{\text{Masa de S}} = \frac{16}{32} \\ SO_2 \quad \frac{\text{Masa de O}}{\text{Masa de S}} = \frac{32}{32} \\ SO_3 \quad \frac{\text{Masa de O}}{\text{Masa de S}} = \frac{48}{32} \end{array} \right.$$

Ahora:

**La razón entre las masas de un elemento que se combina con un peso definido o fijo de un segundo elemento es una razón de números enteros como 2:1 o 3:5, etc.**

El peso fijo del segundo elemento son los **32 g** del azufre; ahora si dividimos las masas del oxígeno entre el SO y SO<sub>2</sub> tendremos un número entero o en fracción:

$$x \frac{\text{masa } SO_2}{\text{masa } SO} = \frac{32}{16} = \frac{2}{1}$$

Este número indica que ambos compuestos tienen una relación de oxígeno 2:1 entre SO<sub>2</sub>:SO

**¿Qué pasa si el caso es opuesto?**

$$\frac{\text{masa } SO}{\text{masa } SO_2} = \frac{16}{32} = \frac{1}{2}$$

Esta fracción indica que ambos compuestos tienen una relación de oxígeno 1:2 entre SO:SO<sub>2</sub>

**Ejemplo 2.8.** Determinar si se cumple la ley de Dalton cuando el cromo reacciona con oxígeno, sabiendo que en dos experimentos se obtuvieron los siguientes resultados:

<b>Experimento A</b>	76,5 g Cr	23,5 g O
<b>Experimento B</b>	61,9 g Cr	38,1 g O

**Paso 1:** Mediante una regla de 3 buscamos tener en el experimento B la misma masa de cromo para encontrar la relación de oxígeno en los experimentos.

**Experimento A**                    **76,5 g Cr**                    23,5 g O

**Experimento B**                    61,9 g Cr                    ← 38,1 g O

Por una regla de 3:                    76,5 g Cr                    ↗ X g O = 47 g de O

Ahora con las masas iguales en el cromo tenemos:

**Experimento A**                    76,5 g Cr                    23,5 g O

**Experimento B**                    76,5 g Cr                    47 g O

**Paso 2:** Relacionamos las masas de oxígeno de cada experimento.

$$\frac{\text{Experimento A}}{\text{Experimento B}} = \frac{23,5}{47} = \frac{1}{2} \text{ o } 1:2$$

Este valor indica que cumple la ley de Dalton.

**Ejemplo 2.9.** Determinar si se cumple la ley de Dalton y que tipo de óxido es cada uno cuando el cromo reacciona con oxígeno, sabiendo que en dos experimentos se obtuvieron los siguientes resultados:

**Experimento A**                    1 g Cu    3,971 g O

**Experimento B**                    1 g Cu    7,942 g O

**Paso 1:** Mediante una regla de 3 buscamos tener en el experimento B la misma masa de cromo para encontrar la relación de oxígeno en los experimentos.

**Experimento A**                    **1 g Cu**    3,971 g O

**Experimento B**                    **1 g Cu**    7,942 g O

**Paso 2:** Relacionamos las masas de oxígeno de cada experimento.

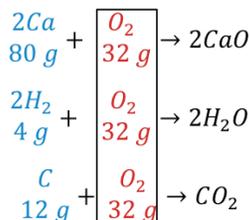
$$\frac{\text{Experimento A}}{\text{Experimento B}} = \frac{3,971}{7,942} = \frac{1}{2} \text{ o } 1:2$$

El compuesto en el experimento B tiene el doble de oxígeno, por lo tanto, corresponde al compuesto  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; mientras que en el experimento A es el  $\text{CuO}$ .

### LEY DE PROPORCIONES RECÍPROCAS

Planteada por **Richter** y **Wenzel**, establece que: "Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento dan la relación de múltiplos y submúltiplos de estas masas".

Para explicar de mejor manera analicemos tres reacciones químicas:



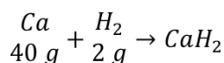
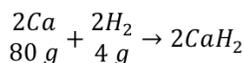
En las tres reacciones químicas tenemos una masa fija de oxígeno, esta es la masa fija de un mismo elemento que menciona la ley.

*Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento dan la relación de múltiplos y submúltiplos de estas masas.*

Esto indica que cuando reaccionan cualquiera de los otros elementos (Ca, H, C) pueden obtener una relación de masas de múltiplos o submúltiplos:

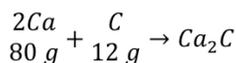
$$\frac{\text{masa}_{Ca}}{\text{masa}_H} = \frac{80}{4} = 20$$

Esto significa que la reacción entre calcio e hidrógeno para formar hidruro de calcio tiene una relación de masas 20 a 1.

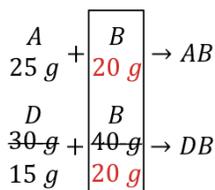


Del mismo modo entre el carbono y el calcio para formar el carburo de calcio, la relación será 80 masas de calcio por 12 masas de carbono.

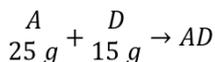
$$\frac{\text{masa}_{Ca}}{\text{masa}_C} = \frac{80}{12} = \frac{20}{3}$$



**Ejemplo 2.10.** En un experimento 25 g de A se combinan con 20 g de B. en otro experimento 30 g de D reacciona con 40 g de B, ¿con qué peso de A reaccionarán 11,2 g de D?



Al simplificar las masas de D y B podemos determinar que A y D reaccionan con una misma masa de B, por lo tanto, aplicando la ley de **Richter** y **Wenzel** podemos decir:



Su relación de masas será:

$$\frac{\text{masa}_A}{\text{masa}_D} = \frac{25}{15} = \frac{5}{3}$$

$$11,2 \text{ g D} \cdot \frac{5 \text{ g A}}{3 \text{ g D}} = 18,66 \text{ g A}$$

**Ejemplo 2.11.** En un experimento, 4,3 g de cromo se combinan con 8,8 g de cloro, en otro experimento 7,6 g de cromo se combinan con 10,4 g de cloro generando otro producto diferente al primer experimento que ley está cumpliendo:

A) Ley de Lavoisier B) Ley de Proust C) Ley de Dalton D) Ley de Richter y Wenzel

A) Ley de Lavoisier (no se puede determinar por qué no tengo la masa de los productos)

B) Ley de Proust (no se puede determinar por qué los productos son diferentes)

C) Ley de Dalton (esta es la única que se puede comprobar)

D) Ley de Richter y Wenzel (no se puede determinar por qué necesitaríamos un tercer elemento en reacción)

**Paso 1:** Mediante una regla de 3 buscamos tener en el experimento B la misma masa de cromo para encontrar la relación de oxígeno en los experimentos.

**Experimento A**                      **4,3 g Cr**                      8,8 g Cl<sub>2</sub>

**Experimento B**                      **7,6 g Cr**                      10,4 g Cl<sub>2</sub>

Por una regla de 3:                      X g Cr                      8,8 g Cl<sub>2</sub> ; X=6,43 g Cr

**Paso 2:** Ahora con las masas iguales en el cloro tenemos:

**Experimento A**                      **4,3 g Cr**                      8,8 g Cl<sub>2</sub>

**Experimento B**                      **6,43 g Cr**                      8,8 g Cl<sub>2</sub>

**Paso 3:** Relacionamos las masas de cromo de cada experimento.

$$\frac{\text{Experimento A}}{\text{Experimento B}} = \frac{4,3}{6,43} = \frac{2}{3}$$

**Ejemplo 2.12.** ¿Qué ley ponderal se cumple para los siguientes compuestos, CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CS<sub>2</sub>?

A) Ley de Lavoisier B) Ley de Proust C) Ley de Dalton D) Ley de Richter y Wenzel

Con la información entregada solo se puede comprobar la ley de Proust, puesto que se puede determinar la proporción definida de elementos en cada compuesto.

**Ejemplo 2.13.** ¿Qué ley ponderal se cumple para la formación de los compuestos: NO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?

A) Ley de Lavoisier B) Ley de Proust C) Ley de Dalton D) Ley de Richter y Wenzel

Podemos determinar que una misma cantidad de nitrógeno se combina en distintas proporciones o proporciones múltiples con el oxígeno:

Compuesto	Masa de N	Masa de O
N <sub>2</sub> O	28 g	16·1 g (16 g)
NO	28 g	16·2 g (32 g)
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	28 g	16·3 g (48 g)
NO <sub>2</sub>	28 g	16·4 g (64 g)

Con lo cual se confirma que se cumple la ley de Dalton.

**Ejemplo 2.14.** Se sintetiza SO<sub>3</sub> a partir de oxígeno y azufre obteniendo los siguientes resultados:

Experimento	masa de S	masa de O	masa de SO <sub>3</sub>
1	1,0 g	1,5 g	2,5 g
2	2,0 g	3,0 g	5,0 g
3	3,0 g	4,5 g	7,5 g

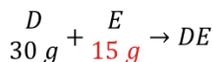
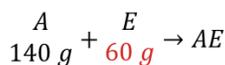
Seleccione la respuesta correcta

- Se cumple la ley de Lavoisier en los tres casos
- Se cumple la ley de Proust en los experimentos 1 y 2.
- Se cumple la ley de Dalton en los tres casos
- Se cumple la ley de Proust en los tres casos

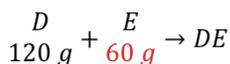
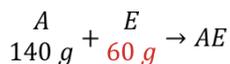
Experimento	Relación S/O	masa inicial	masa final
1	1,0/1,5= 2/3	2,5 g	2,5 g
2	2,0/3,0=2/3	5,0 g	5,0 g
3	3,0/4,5=2/3	7,5 g	7,5 g

Se cumple la ley de Lavoisier y Proust

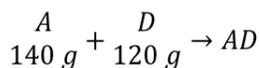
**Ejemplo 2.15.** 140 g de un compuesto A reaccionan con 60 g de un compuesto E. En otro experimento, 30 g de un compuesto D se combinan con 15 g de E. ¿Qué masa de A se combinará con 36 g de D?



Igualamos las masas de E multiplicando la masa por 4.



Ahora podemos determinar que, D y E reaccionan con una misma masa de B, por lo tanto, aplicando la ley de **Richter** y **Wenzel** podemos decir:



Su relación de masas será:

$$\frac{\text{masa}_A}{\text{masa}_D} = \frac{140}{120} = \frac{7}{6}$$

$$36 \text{ g } D \cdot \frac{7 \text{ g } A}{6 \text{ g } D} = 42 \text{ g } A$$

## 2.2. Reactivo limitante, pureza, rendimiento

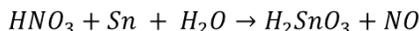
### 2.2.1. Relaciones de mol y masa

Siguiendo las leyes ponderadas y las reacciones químicas balanceadas, es posible determinar la relación de masa y moles tal como se mostró en los ejemplos anteriores. Esta información es la que entregan los coeficientes estequiométricos.

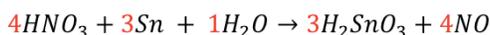
#### Recuerde:

Los coeficientes estequiométricos son los números que se obtienen de la igualación de la ecuación química.

**Ejemplo 2.16.** Encuentre las relaciones de masa y de moles de la siguiente reacción química:



**Paso 1:** Igualamos la reacción química.



De la reacción química los coeficientes estequiométricos nos indican la relación de moles teniendo:

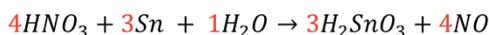
**4 moles** de  $HNO_3$  se requieren para reaccionar con **1 mol** de  $H_2O$  y **3 moles** de Sn y producen **3 moles** de  $H_2SnO_3$  y **4 moles** de NO.

**Paso 2:** Calculamos la masa molecular y atómica de cada participante de la reacción.

$$\mathcal{M}_{HNO_3} = 63 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{Sn} = 118,7 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{H_2SnO_3} = 168,7 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{NO} = 30 \text{ g/mol}$$

**Paso 3:** Pasamos de moles a gramos con los coeficientes estequiométricos.



$$4 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{63 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 252 \text{ g } HNO_3$$

$$3 \text{ mol Sn} \cdot \frac{118,7 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 356,1 \text{ g Sn}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$3 \text{ mol H}_2\text{SnO}_3 \cdot \frac{168,7 \text{ g H}_2\text{SnO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{SnO}_3} = 506,1 \text{ g H}_2\text{SnO}_3$$

$$4 \text{ mol NO} \cdot \frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 120 \text{ g NO}$$

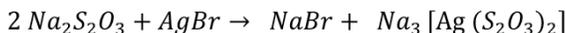
Por lo que siempre las relaciones de masa son:

**252 g** de HNO<sub>3</sub> se requieren para reaccionar con **18 g** de H<sub>2</sub>O y **356,1 g** de Sn y producen **506,1 g** de H<sub>2</sub>SnO<sub>3</sub> y **120 g** de NO.

**Ejemplo 2.17.** El tiosulfato de sodio, un reactivo utilizado por los fotógrafos, reacciona con bromuro de plata no expuesto en la emulsión fotográfica para formar bromuro de sodio y un compuesto soluble de fórmula Na<sub>3</sub>[Ag(S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)<sub>2</sub>].

a) ¿Cuántas moles de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> son necesarios para reaccionar con 1,0 mg de AgBr?

b) Calcule la masa de bromuro de plata que producirá 0,033 moles de Na<sub>3</sub>[Ag(S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)<sub>2</sub>].



$$\mathcal{M}_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 158 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{AgBr}} = 187,76 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{\text{NaBr}} = 102,9 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]} = 400,86 \text{ g/mol}$$

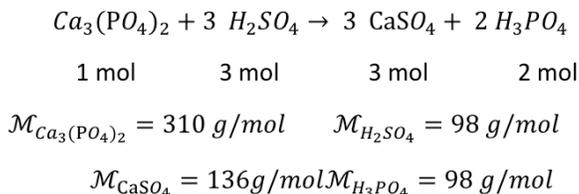
a)

$$1,0 \text{ mg AgBr} \cdot \frac{1 \text{ g AgBr}}{1000 \text{ mg AgBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,76 \text{ g AgBr}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol AgBr}} = 1,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

b)

$$0,033 \text{ mol Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]} \cdot \frac{187,76 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 6,20 \text{ g AgBr}$$

**Ejemplo 2.18.** El ácido fosfórico de baja pureza que se utiliza en la elaboración de fertilizantes se produce por la reacción de ácido sulfúrico con piedra de fosfato, cuyo principal componente es Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. a) ¿Cuántas moles de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> pueden producirse a partir de la reacción de 200 kg de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? b) Determinar la masa de sulfato de calcio que se produce como subproducto de la reacción de 200 moles de Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.



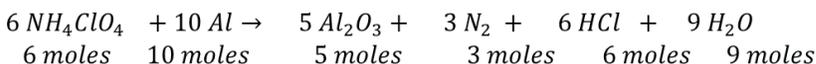
a)

$$200 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1360,54 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

b)

$$200 \text{ moles Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \frac{3 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 81600,00 \text{ mol CaSO}_4$$

**Ejemplo 2.19.** El combustible sólido en la etapa de impulsión del transbordador espacial es una mezcla de perclorato de amonio y polvo de aluminio. a) ¿Qué masa de aluminio debería mezclarse con  $1,325 \cdot 10^3 \text{ kg}$  de  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  para esta reacción? b) Determine la masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (un polvo finamente dividido que es producido como bocanadas de humo blanco) formada en la reacción de  $3,500 \cdot 10^3 \text{ kg Al}$ .



$$\begin{array}{llll}
 \mathcal{M}_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} = 117,5 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g/mol} & \\
 \mathcal{M}_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol} & 
 \end{array}$$

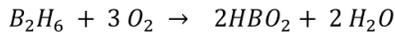
a)

$$\begin{aligned}
 & 1,325 \cdot 10^3 \text{ kg NH}_4\text{ClO}_4 \cdot \frac{1000 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4}{1 \text{ kg NH}_4\text{ClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}{117,5 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol Al}}{6 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} \\
 & \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 5,07 \cdot 10^5 \text{ g Al}
 \end{aligned}$$

b)

$$\begin{aligned}
 & 3,500 \cdot 10^3 \text{ kg Al} \cdot \frac{1000 \text{ g Al}}{1 \text{ kg Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{10 \text{ mol Al}} \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \\
 & = 6,61 \cdot 10^6 \text{ g Al}_2\text{O}_3
 \end{aligned}$$

**Ejemplo 2.20.** El compuesto diborano,  $\text{B}_2\text{H}_6$ , en una época fue considerado como combustible para cohetes. El hecho de que se produzca un compuesto reactivo como el  $\text{HBO}_2$  en lugar del relativamente  $\text{B}_2\text{O}_3$  fue un factor en la investigación del diborano como combustible. a) ¿Qué masa de oxígeno líquido sería necesaria para quemar 257 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ ? b) Determine la masa de  $\text{HBO}_2$  producida a partir de la combustión de 106 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ .



$$\mathcal{M}_{B_2H_6} = 27,62 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{HBO_2} = 43,81 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$257 \text{ g } B_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } B_2H_6}{27,62 \text{ g } B_2H_6} \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } B_2H_6} \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 893,27 \text{ g } O_2$$

$$106 \text{ g } B_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } B_2H_6}{27,62 \text{ g } B_2H_6} \cdot \frac{2 \text{ mol } HBO_2}{1 \text{ mol } B_2H_6} \cdot \frac{43,81 \text{ g } HBO_2}{1 \text{ mol } HBO_2} = 336,27 \text{ g } HBO_2$$

**Ejemplo 2.21.** Los camellos almacenan en su joroba la grasa triestearina,  $C_{57}H_{110}O_6$ . Además de ser una fuente de energía, esta grasa es también una fuente de agua debido a que cuando se utiliza tiene lugar la reacción siguiente. a) ¿Cuál es la masa de agua disponible a partir de 1,00 libras (454 g) de esta grasa? b) ¿Qué masa de oxígeno es necesaria para oxidar esta cantidad de triestearina?



$$\mathcal{M}_{C_{57}H_{110}O_6} = 890 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \mathcal{M}_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{CO_2} = 44 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$1,00 \text{ lb } C_{57}H_{110}O_6 \cdot \frac{454 \text{ g } C_{57}H_{110}O_6}{1 \text{ lb } C_{57}H_{110}O_6} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{57}H_{110}O_6}{890 \text{ g } C_{57}H_{110}O_6} \cdot$$

$$\cdot \frac{110 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_{57}H_{110}O_6} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 505,01 \text{ g } H_2O$$

$$505,01 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{163 \text{ mol } O_2}{110 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 1330,37 \text{ g } O_2$$

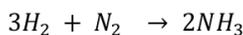
### 2.2.2. Relaciones de volumen

Las relaciones de volumen solo se pueden aplicar en cursos elementales de química general y en carreras que no requieran conocimientos de fisicoquímica. En carreras como Ingeniería química o química pura, se estudia y se demuestra que los gases no tienen un comportamiento ideal, por lo tanto, los volúmenes no son aditivos.

#### Ley volumétrica de Gay-Lussac

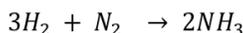
Esta ley es conocida como “ley de los volúmenes de combinación”. Establece que, a las mismas condiciones de presión y temperatura, existe una relación definida de números sencillos entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química.

**Ejemplo 2.22.** Para producir amoníaco se mezcla hidrógeno y nitrógeno mediante la siguiente reacción:



Determine cuantos litros de amoníaco se obtiene al combinar 24 litros de nitrógeno con los litros correspondientes de hidrógeno. Suponiendo volúmenes aditivos, comportamiento ideal y que todos los gases están a las mismas condiciones de presión y temperatura.

**Paso 1:** Identificamos los coeficientes estequiométricos.



3 moles de  $H_2$  requieren 1 mol de  $N_2$  para generar 2 moles de  $NH_3$

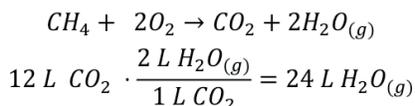
3 volúmenes de  $H_2$  requieren 1 volumen de  $N_2$  para generar 2 volúmenes de  $NH_3$

**Paso 2:** Con la relación de volúmenes calculamos los volúmenes requeridos de hidrógeno y la cantidad de amoníaco generado.

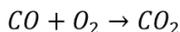
$$24 \text{ L } N_2 \cdot \frac{3 \text{ L } H_2}{1 \text{ L } N_2} = 72 \text{ L } H_2$$

$$24 \text{ L } N_2 \cdot \frac{2 \text{ L } NH_3}{1 \text{ L } N_2} = 48 \text{ L } NH_3$$

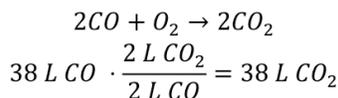
**Ejemplo 2.23.** Durante la combustión completa del metano (presente en el gas natural) se producen dióxido de carbono y vapor de agua. Si se comparan los dos gases a la misma temperatura y presión, ¿cuántos litros de vapor de agua se producen durante la formación de 12,0 L de  $CO_2$ ? La ecuación es:



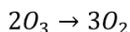
**Ejemplo 2.24.** El monóxido de carbono que llega a formarse durante la combustión de la gasolina reacciona con oxígeno gaseoso en el convertidor catalítico caliente del sistema de escape para formar dióxido de carbono. La ecuación sin balancear es:



¿Qué volumen de dióxido de carbono se formará durante la oxidación de 38,0 L de monóxido de carbono, si se supone que no cambia la temperatura ni la presión de los gases?



**Ejemplo 2.25.** El ozono ( $O_3$ ) de las capas altas de la atmósfera se descompone y forma oxígeno gaseoso. La ecuación es:

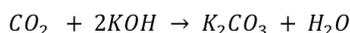
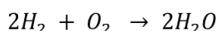
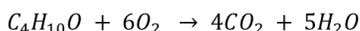


Si 10 000 litros de ozono se convierten en oxígeno gaseoso a la misma temperatura y presión, ¿qué volumen de oxígeno se formará?

$$10\,000\text{ L } O_3 \cdot \frac{3\text{ L } O_2}{2\text{ L } O_3} = 15\,000\text{ L } O_2$$

**Ejemplo 2.26.** Se hace estallar 200 mL de una mezcla formada por etóxietano gaseoso, hidrógeno y oxígeno. Después de la combustión queda un volumen de 95 mL, el cual se reduce a 15 mL después de tratarla con hidróxido de potasio. Calcular el volumen de cada gas, suponiendo que toda el agua que se forma está en estado líquido y hay exceso de oxígeno.

**Paso 1:** Escribimos las reacciones químicas implicadas y las igualamos.



**Nota:**

En procesos reales industriales los volúmenes nunca son aditivos, sin embargo, para el aprendizaje de química general podemos asumir volúmenes aditivos.

**Paso 2:** Sabemos que.

$$\sum \text{Volúmenes de reactivos} = V_{O_2} + V_{H_2} + V_{éter} = 200\text{ mL}$$

$$\sum \text{Volúmenes de productos} = V_{O_2} + V_{CO_2} = 95\text{ mL}$$

De los 95 mL de productos del dióxido de carbono es capturado por el hidróxido de potasio dejando 15 mL de agua:

$$V_{CO_2} = 95\text{ mL} - 15\text{ mL} = 80\text{ mL}$$

**Paso 3:** Calculamos el volumen del éter.

$$80\text{ mL } V_{CO_2} \cdot \frac{1\text{ } V_{éter}}{4\text{ } V_{CO_2}} = 20\text{ mL } V_{éter}$$

**Paso 4:** Calculamos el volumen del oxígeno, sabiendo que se tienen dos reacciones, con el éter y con el hidrógeno:

$$20\text{ mL } V_{éter} \cdot \frac{6\text{ } V_{O_2}}{1\text{ } V_{éter}} = 120\text{ mL } V_{O_2}$$

X volúmenes de hidrógeno reaccionan con el volumen de oxígeno

$$X\text{ mL } V_{H_2} \cdot \frac{1\text{ } V_{O_2}}{2\text{ } V_{H_2}} = \frac{X}{2}\text{ mL } V_{O_2}$$

El exceso de oxígeno después de la reacción:

$$V_{O_2exceso} = 15 \text{ mL}$$

Conocemos el volumen inicial de los reactivos, el cual es 200 mL

**Nota:**

Los cálculos estequiométricos siempre son basados en el reactivo limitante.

**¡CUIDADO!**

El reactivo limitante nunca puede ser un producto.

$$200 \text{ mL} = V_{\text{éter}} + V_{O_2} + V_{H_2}$$

$$200 \text{ mL} = 20 \text{ mL} + \left( 120 \text{ mL} + \frac{X}{2} + V_{O_2exceso} \right) + X$$

$$200 \text{ mL} = 20 \text{ mL} + 120 \text{ mL} + \frac{X}{2} + 15 \text{ mL} + X$$

$$45 \text{ mL} = \frac{3}{2} X$$

$$X = \frac{45 \text{ mL} \cdot 2}{3} = 30 \text{ mL} \quad \therefore V_{H_2} = X = 30 \text{ mL}$$

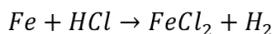
$$V_{O_2} = \left( 120 \text{ mL} + \frac{X}{2} + V_{O_2exceso} \right) = \left( 120 \text{ mL} + \frac{30 \text{ mL}}{2} + 15 \text{ mL} \right) = 150 \text{ mL}$$

### 2.2.3. Reactivo limitante

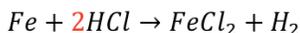
Como hemos analizado existe una cantidad definida de materia que debe reaccionar con otra; sin embargo. Para entender mejor el concepto de reactivo limitante se realizarán algunos ejemplos:

**Ejemplo 2.27.** Se desea preparar hidrógeno gaseoso como combustible a partir de la reacción de varillas de hierro con ácido clorhídrico. Determine cuál es el reactivo limitante cuando se mezclan 100 kg de hierro con 100 kg de ácido clorhídrico, ¿Cuánto cloruro ferroso e hidrógeno se producirá en esta reacción?

**Paso 1:** Escribir la reacción química.



**Paso 2:** Igualar la reacción.



**Paso 3:** Determinar la proporción definida de masa a partir del peso molecular y atómico.

$$\mathcal{M}_{Fe} = 55,85 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{FeCl_2} = 126,85 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2} = 2 \text{ g/mol}$$

A su vez:

$$\mathcal{M}_{Fe} = 55,85 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}} \quad \mathcal{M}_{HCl} = 36,5 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$$

Para determinar el reactivo limitante, calculamos la cantidad de algún producto con cada dato de los reactivos del ejercicio y comparamos cual genera menor cantidad de dicho producto, este será el reactivo limitante.

$$100 \text{ kg Fe} \cdot \frac{1 \text{ kmol de Fe}}{55,85 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ kmol H}_2}{1 \text{ kmol Fe}} \cdot \frac{2 \text{ kg H}_2}{1 \text{ kmol de H}_2} = 3,58 \text{ kg H}_2$$

$$100 \text{ kg HCl} \cdot \frac{1 \text{ kmol de HCl}}{36,5 \text{ kg HCl}} \cdot \frac{1 \text{ kmol H}_2}{2 \text{ kmol HCl}} \cdot \frac{2 \text{ kg H}_2}{1 \text{ kmol de H}_2} = 2,74 \text{ kg H}_2$$

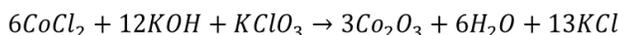
**Ojo:**  
En varios ejercicios no se solicita calcular el reactivo limitante, sin embargo, este cálculo debe realizarse para resolver el ejercicio. Una estrategia para saber que debemos calcular reactivo limitante es cuando el ejercicio entrega datos de cantidades de 2 o más reactivos.

Se ha determinado que 100 kg de Fe forman **3,58 kg** de  $\text{H}_2$ , por otro lado, 100 kg de HCl solo producen **2,74 kg** de  $\text{H}_2$ . **El HCl está limitando la reacción**, ya que genera menor cantidad del producto.

**Paso 4:** Determinamos la cantidad de cloruro ferroso **con base en el reactivo limitante**.

$$100 \text{ kg HCl} \cdot \frac{1 \text{ kmol HCl}}{36,5 \text{ kg HCl}} \cdot \frac{1 \text{ kmol FeCl}_2}{2 \text{ kmol HCl}} \cdot \frac{126,85 \text{ kg FeCl}_2}{1 \text{ kmol FeCl}_2} = 173,77 \text{ kg FeCl}_2$$

**Ejemplo 2.28.** Se mezclan 779,034 g de cloruro de cobalto(II) con 673,32 g de hidróxido de potasio y 102,55 g de clorato de potasio. A partir de la reacción química igualada, seleccione la respuesta correcta:



- El reactivo limitante es el agente reductor y se generan 416,38 g de óxido de cobalto(III).
- El reactivo limitante es el agente oxidante y se generan 416,38 g de óxido de cobalto(III)
- El reactivo limitante es el reactivo que brinda el medio a la reacción y se generan 497,58 g de óxido de cobalto(III)
- No hay reactivo limitante y se generan 497 g de óxido de cobalto(III)

**Paso 1:** Determinamos las masas moleculares de cada reactivo y del producto deseado.

$$\mathcal{M}_{\text{CoCl}_2} = 129,839 \text{ g/mol}; \mathcal{M}_{\text{KOH}} = 56,11 \text{ g/mol};$$

$$\mathcal{M}_{\text{KClO}_3} = 122,55 \text{ g/mol}; \mathcal{M}_{\text{Co}_2\text{O}_3} = 165,86 \text{ g/mol}$$

**Paso 2:** Calculamos el producto por cada reactivo, el que genere menos óxido de cobalto(III) será el reactivo limitante.

Para el cloruro de cobalto (II) (agente reductor):

$$779,034 \text{ g CoCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CoCl}_2}{129,839 \text{ g CoCl}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol Co}_2\text{O}_3}{6 \text{ mol CoCl}_2} \cdot \frac{165,86 \text{ g Co}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Co}_2\text{O}_3} = 497,58 \text{ g Co}_2\text{O}_3$$

Para el hidróxido de potasio:

$$673,32 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56,11 \text{ g KOH}} \cdot \frac{3 \text{ mol Co}_2\text{O}_3}{12 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{165,86 \text{ g Co}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Co}_2\text{O}_3} = 497,58 \text{ g Co}_2\text{O}_3$$

Para el clorato de potasio (agente oxidante):

$$102,55 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol Co}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{165,86 \text{ g Co}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Co}_2\text{O}_3} = 416,38 \text{ g Co}_2\text{O}_3$$

El reactivo que genera menor producto es el , por lo tanto, **¡es el reactivo limitante!**  
La respuesta correcta es la opción b).

**Ejemplo 2.29.** Se mezclan 6 moles de cloruro de cobalto(II) con  $7,2264 \cdot 10^{24}$  moléculas de hidróxido de potasio y 122,55 g de clorato de potasio. A partir de la reacción anterior, determine el reactivo limitante y las moles de agua que se generan.

Para el cloruro de cobalto (II) (agente reductor):

$$6 \text{ mol CoCl}_2 \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{6 \text{ mol CoCl}_2} = 6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Para el hidróxido de potasio:

$$7,2264 \cdot 10^{24} \text{ moléculas KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas KOH}} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{12 \text{ mol KOH}} = 6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Para el clorato de potasio (agente oxidante):

$$122,55 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol KClO}_3} = 6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Todos los reactivos generan la misma cantidad de agua, **¡No existe reactivo limitante!**

#### 2.2.4. Pureza de los reactivos

El siguiente punto por analizar es cuando los reactivos no son exactamente puros. En estos casos que es pertinente realizar una corrección en los cálculos debido a la humedad o las impurezas presentes en los materiales usados.

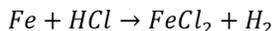
La pureza de un reactivo se puede calcular mediante la siguiente ecuación:

$$\% \text{Pureza} = \frac{\text{Cantidad pura del compuesto}}{\text{Cantidad total de muestra}} \cdot 100\% \quad (2.1)$$

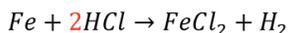
**Ejemplo 2.30.** Se desea preparar hidrógeno gaseoso como combustible a partir de la reacción de varillas de hierro que contienen una pureza del 85 % con ácido clorhídrico.

Determine cuál es el reactivo limitante cuando se mezclan 100 kg de hierro con 100 kg de ácido clorhídrico, ¿Cuánto cloruro ferroso e hidrógeno se producirán en esta reacción?

**Paso 1:** Escribir la reacción química.



**Paso 2:** Igualamos la reacción.



**Paso 3:** Determinamos el peso molecular y atómico de los implicados.

$$M_{Fe} = 55,85 \frac{g}{mol} \quad M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$M_{FeCl_2} = 126,85 \text{ g/mol} \quad M_{H_2} = 2 \text{ g/mol}$$

**Paso 4:** Determinamos el reactivo limitante. En el caso del hierro se realiza la corrección de la pureza. Si interpretamos la información (85% pureza), nos indica que por cada 100 g o kg o mg de varillas de hierro solo 85 g, kg o mg corresponde a hierro puro.

Corrección de pureza →

$$100 \text{ kg Fe} \cdot \frac{85 \text{ kg Fe (puros)}}{100 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ kmol Fe}}{55,85 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ kmol FeCl}_2}{1 \text{ kmol Fe}} \cdot \frac{126,85 \text{ kg FeCl}_2}{1 \text{ kmol FeCl}_2} = 193,06 \text{ kg FeCl}_2$$

En el caso del ácido:

$$100 \text{ kg HCl} \cdot \frac{1 \text{ kmol HCl}}{36,5 \text{ kg HCl}} \cdot \frac{1 \text{ kmol FeCl}_2}{2 \text{ kmol HCl}} \cdot \frac{126,85 \text{ kg FeCl}_2}{1 \text{ kmol FeCl}_2} = 173,77 \text{ kg FeCl}_2$$

El reactivo que genera menor cantidad de productos es el HCl.

**¡El reactivo limitante es el ácido clorhídrico!**

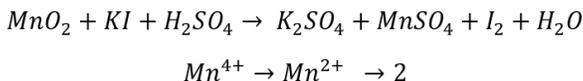
Para el hidrógeno:

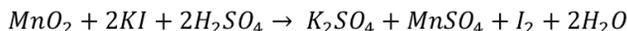
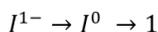
$$100 \text{ kg HCl} \cdot \frac{1 \text{ kmol HCl}}{36,5 \text{ kg HCl}} \cdot \frac{1 \text{ kmol H}_2}{2 \text{ kmol HCl}} \cdot \frac{2 \text{ kg H}_2}{1 \text{ kmol H}_2} = 2,74 \text{ kg H}_2$$

### Caso cuando se parte de los productos

**Ejemplo 2.31.** El dióxido de manganeso y el yoduro de potasio reaccionan en presencia de ácido sulfúrico para dar yodo, sulfato de manganeso(II), sulfato de potasio y agua. Ajustar la reacción y calcular los gramos de yodo que se podrían obtener si partimos de 1 kg de mineral de pirolusita ( $MnO_2$ ), el cual contiene 80% de dióxido de manganeso.

**Paso 1:** Escribir la reacción química y la igualamos por el método REDOX.



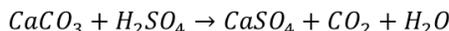


**Paso 2:** Determinamos el peso molecular y atómico de los implicados.

$$\mathcal{M}_{MnO_2} = 86,94 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{I_2} = 253,80 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ kg Mineral} \cdot \frac{80 \text{ kg } MnO_2}{100 \text{ kg Mineral}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } MnO_2}{86,94 \text{ kg } MnO_2} \cdot \frac{1 \text{ kmol } I_2}{1 \text{ kmol } MnO_2} \cdot \frac{253,80 \text{ kg } I_2}{1 \text{ kmol } I_2} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 2335,40 \text{ g } I_2$$

**Ejemplo 2.32.** Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en peso de carbonato de calcio puro se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>, formándose sulfato de calcio y desprendiendo dióxido de carbono y agua. a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente con la muestra de calcita? b) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?



$$\mathcal{M}_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CaSO_4} = 136,14 \text{ g/mol}$$

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g } CaCO_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{96 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mL ácido}}{1,84 \text{ g ácido}} = 8,16 \text{ mL}$$

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g } CaCO_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{136,14 \text{ g } CaSO_4}{1 \text{ mol } CaSO_4} = 20,01 \text{ g } CaSO_4$$

**Ejemplo 2.33.** Determinar la cantidad de un mineral llamado pirolusita que tiene un 76,34 % de dióxido de manganeso necesaria para producir 24,6 libras de cloro, en exceso de ácido clorhídrico.

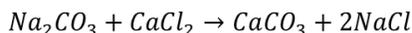


$$24,6 \text{ lb } Cl_2 \cdot \frac{453,6 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ lb } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{86,9 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} \cdot \frac{100 \text{ g mineral}}{76,34 \text{ g } MnO_2} = 17890,30 \text{ g de mineral}$$

**Caso cuando se pide calcular la pureza**

**Ejemplo 2.34.** Se tiene 1,2048 g de una muestra de carbonato de sodio, se disuelve y se añade cloruro de calcio obteniendo 1,0262 g de carbonato de calcio. Determinar el porcentaje de pureza de la muestra.

**Paso 1:** Escribir la reacción química.



**Paso 2:** Calcular los pesos moleculares de los implicados.

$$M_{Na_2CO_3} = 105,99 \text{ g/mol} \quad M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$$

**Paso 3:** Realizar cálculos estequiométricos.

$$1,0262 \text{ g } CaCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{105,99 \text{ g } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} = 1,0877 \text{ g } Na_2CO_3$$

**Paso 4:** Realizar el cálculo de la pureza.

$$\%_{Na_2CO_3} = \frac{\text{masa de } Na_2CO_3 \text{ puro}}{\text{masa de la muestra}} \cdot 100 \%$$

$$\%_{Na_2CO_3} = \frac{1,0877 \text{ g}}{1,2048 \text{ g}} \cdot 100 \% = 90,28 \%$$

### 2.2.5. Rendimiento de la reacción

El rendimiento de la reacción es la cantidad real de producto que se obtiene comparado con los valores esperados según la estequiometría de la reacción (teóricos); y se expresa como un porcentaje.

El rendimiento de la reacción se produce debido a que las reacciones químicas tienen equilibrios o reacciones paralelas, por lo tanto, no se puede “completar” el proceso; por ejemplo, cuando se mezclan 50 kg de una sustancia A con 50 kg de una sustancia B se espera conseguir 100 kg del compuesto AB, sin embargo, en la práctica solo se obtiene 85,2 kg de AB y no los 100 kg esperados.

Para cuantificar el “éxito” de una reacción química o proceso se utiliza la siguiente ecuación:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real de productos}}{\text{Cantidad teórica de productos}} \cdot 100\% \quad (2.2)$$

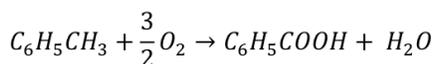
En el caso anterior el rendimiento de la reacción será:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real de productos}}{\text{Cantidad teórica de productos}} \cdot 100\% = \frac{85,2}{100} \cdot 100 = 85,2\%$$

**Caso cuando se solicita calcular el rendimiento**

**Ejemplo 2.35.** Para la manufactura de ácido benzoico se oxida tolueno. Cuando se tratan 100 kg de tolueno se producen 124,1 kg de ácido benzoico. Calcular el rendimiento del proceso.

**Paso 1:** Se escribe la reacción y se la iguala.



**Paso 2:** Se calcula los pesos moleculares de cada reactivo y producto deseado.

**Nota:**

Cuando un cálculo parte desde la masa o la cantidad de un producto (como en el ejemplo 2.25) se multiplica por  $\frac{100}{\text{rendimiento}}$ ; mientras que, cuando los cálculos parten desde la masa de los reactivos se multiplica por  $\frac{\text{rendimiento}}{100}$ .

$$M_{C_6H_5CH_3} = 92,14 \frac{kg}{kmol} \quad M_{C_6H_5COOH} = 122,12 \frac{kg}{kmol}$$

**Paso 3:** Por factores de conversión se calcula la cantidad teórica.

$$100 \text{ kg } C_6H_5CH_3 \cdot \frac{122,12 \text{ kg } C_6H_5COOH}{92,14 \text{ kg } C_6H_5CH_3} = 132,54 \text{ kg } C_6H_5COOH \text{ teórico}$$

**Paso 4:** Se calcula el rendimiento.

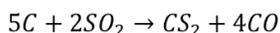
$$\%_{\text{rendimiento}} = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teórica}} \cdot 100\%$$

$$\%_{\text{rendimiento}} = \frac{124,1 \text{ kg}}{132,54 \text{ kg}} \cdot 100\% = 93,63 \%$$

**Caso cuando se solicita calcular productos considerando el rendimiento**

**Ejemplo 2.36.** Para la preparación de disulfuro de carbono se hace reaccionar carbono puro con dióxido de azufre para producir el disulfuro de carbono y monóxido de carbono. Calcular la cantidad de disulfuro de carbono que se pueden preparar a partir de 450 kg de dióxido de azufre, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 82 %.

**Paso 1:** Escribir la reacción igualada.



**Paso 2:** Calcular los pesos moleculares.

$$M_{SO_2} = 64 \text{ g/mol} \quad M_{CS_2} = 76 \text{ g/mol}$$

**Paso 3:** Realizar cálculos estequiométricos.

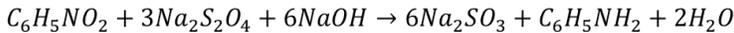
$$450 \text{ kg } SO_2 \cdot \frac{1 \text{ kmol } SO_2}{64 \text{ kg } SO_2} \cdot \frac{1 \text{ kmol } CS_2}{2 \text{ kmol } SO_2} \cdot \frac{76 \text{ kg } CS_2}{1 \text{ kmol } CS_2} \cdot \frac{82 \text{ kg } CS_2 \text{ reales}}{100 \text{ kg } CS_2 \text{ teóricos}} = 219,09 \text{ kg}$$

Corrección de rendimiento

**Caso cuando se solicita calcular reactivos considerando el rendimiento**

**Ejemplo 2.37.** Se desea sintetizar 150 g de anilina a partir de nitrobenzono, sabiendo que solo el 80 % del nitrobenzono se transforma en anilina, calcule la masa de NaOH, y Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub> que serán necesarios para la reacción, identifique el agente reductor y oxidante. H 1 g/mol, N 14 g/mol, O 16 g/mol, C 12 g/mol, S 32 g/mol, Na 23 g/mol.

**Paso 1:** Escribir la reacción igualada.



En este caso el azufre en el Tiosulfato de sodio puede oxidarse a azufre 6+, por tal motivo es entonces el **agente reductor**.

Por otro lado, el nitrobenzono el nitrógeno tiende a reducirse (en términos covalentes pasa a tener menos enlaces con el oxígeno y se enlaza con el hidrógeno) por tanto es el **agente oxidante**.

**Paso 2:** Calcular los pesos moleculares.

$$\begin{aligned} \mathcal{M}_{C_6H_5NO_2} &= 123 \frac{kg}{kmol} & \mathcal{M}_{C_6H_5NH_2} &= 93 \frac{kg}{kmol} & \mathcal{M}_{NaOH} &= 40 \frac{kg}{kmol} \\ \mathcal{M}_{Na_2S_2O_4} &= 174 \frac{kg}{kmol} \end{aligned}$$

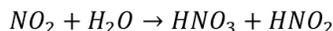
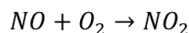
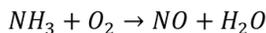
### Cálculos estequiométricos

$$150 \text{ g } C_6H_5NH_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{100 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{80 \text{ mol } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{123 \text{ g } C_6H_5NO_2}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} = 247,98g$$

$$247,98 \text{ g } C_6H_5NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123 \text{ g } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{6 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{40 \text{ g } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} = 483,86g$$

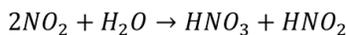
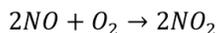
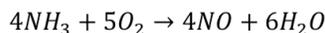
$$247,98 \text{ g } C_6H_5NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123 \text{ g } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{3 \text{ mol } Na_2S_2O_4}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{174 \text{ g } Na_2S_2O_4}{1 \text{ mol } Na_2S_2O_4} = 1052,40g$$

**Ejemplo 2.38.** La producción de ácido nítrico se obtiene según el siguiente proceso:



¿Cuántos gramos de amoníaco se requieren para producir 2 000 libras de ácido nítrico? Los datos históricos de la planta productiva indican que el rendimiento es del 80 % en cada uno de los pasos.

**Paso 1:** Igualar las reacciones.



**Paso 2:** Se pasan los datos a mol:

$$2\,000 \text{ lb } HNO_3 \cdot \frac{1000 \text{ g } HNO_3}{2,2 \text{ lb } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g } HNO_3} = 1,44 \cdot 10^4 \text{ mol } HNO_3$$

**Paso 3:** Se calcula la cantidad de reactivos tomando en cuenta el rendimiento de cada reacción:

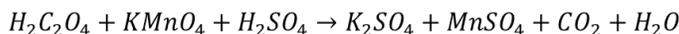
$$1,44 \cdot 10^4 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{2 \text{ mol } NO_2}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{100 \%}{80 \%} = 3,60 \cdot 10^4 \text{ mol } NO_2$$

$$3,60 \cdot 10^4 \text{ mol } NO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } NO}{2 \text{ mol } NO_2} \cdot \frac{100 \%}{80 \%} = 4,50 \cdot 10^4 \text{ mol } NO$$

$$4,50 \cdot 10^4 \text{ mol } NO \cdot \frac{4 \text{ mol } NH_3}{4 \text{ mol } NO} \cdot \frac{100 \%}{80 \%} = 5,63 \cdot 10^4 \text{ mol } NH_3$$

$$5,63 \cdot 10^4 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{17 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 9,57 \cdot 10^5 \text{ g } NH_3$$

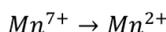
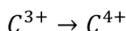
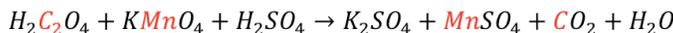
**Ejemplo 2.39.** A partir de la reacción química:



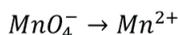
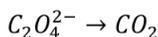
Se mezclan 480 g de ácido oxálico del 90 % de pureza, con 328 g de permanganato de potasio del 95% de pureza y 300 g de ácido sulfúrico del 96 % de pureza. Si el rendimiento del proceso es del 80 %, determinar:

- El reactivo limitante es el agente oxidante y se producen 347 g de dióxido de carbono.
- El reactivo limitante es el agente reductor y se producen 337,9 g de dióxido de carbono.
- El reactivo limitante es el reactivo que brinda el medio y se producen 344,8 g de dióxido de carbono.
- No hay reactivo limitante y se producen 344,8 g de dióxido de carbono.

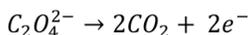
**Paso 1:** Igualamos la reacción por el método ion-electrón.

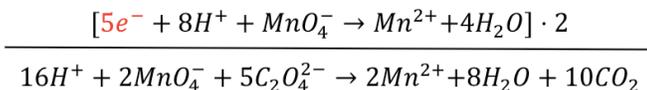


Escribimos la semireacciones:

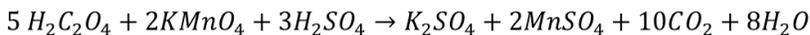


Igualamos tanto en masa como en carga eléctrica las semireacciones:





Completamos la reacción de cada ion:



**Paso 2:** Realizamos los cálculos estequiométricos.

$$480 \text{ g } H_2C_2O_{4\text{impuro}} \cdot \frac{90 \text{ g } H_2C_2O_{4\text{puro}}}{100 \text{ g } H_2C_2O_{4\text{impuro}}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2C_2O_4}{90 \text{ g } H_2C_2O_4} \cdot \frac{10 \text{ mol } CO_2}{5 \text{ mol } H_2C_2O_4} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{80 \text{ g } CO_{2\text{real}}}{100 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}} = 337,92 \text{ g } CO_2$$

**Cálculos para el agente oxidante:**

$$328 \text{ g } KMnO_{4\text{impuro}} \cdot \frac{95 \text{ g } KMnO_{4\text{puro}}}{100 \text{ g } KMnO_{4\text{impuro}}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158,03 \text{ g } KMnO_4} \cdot \frac{10 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } KMnO_4} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{80 \text{ g } CO_{2\text{real}}}{100 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}} = 347,03 \text{ g } CO_2$$

**Cálculos para el reactivo que brinda el medio:**

$$300 \text{ g } H_2SO_{4\text{impuro}} \cdot \frac{96 \text{ g } H_2SO_{4\text{puro}}}{100 \text{ g } H_2SO_{4\text{impuro}}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{10 \text{ mol } CO_2}{3 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{80 \text{ g } CO_{2\text{real}}}{100 \text{ g } CO_{2\text{teóricos}}} = 344,82 \text{ g } CO_2$$

El reactivo que genera la menor cantidad de producto es el agente reductor y se generan 337,92 g de dióxido de carbono, por tanto la respuesta correcta es el literal b.

### 2.3. Una pequeña aplicación en Python

Si usted ya usa algún lenguaje computacional, puede saltarse esta sección. Python es un lenguaje de scripting sencillo y conciso. A diferencia de los lenguajes compilados, es conocido por su facilidad de codificación; además, su facilidad de desarrollo hace que Python sea atractivo en el campo de la Química, que abarca un conjunto diverso de habilidades con muchas oportunidades para soluciones algorítmicas. Aprender Python es fácil y no debería ser una barrera. Conocer algo de sintaxis básica de Python es suficiente para comenzar a resolver problemas, y se puede aprender en una sola sesión. Hay muchos recursos en línea para consultar la sintaxis y solucionar errores. Sin embargo, contextualizar problemas químicos en Python no siempre es evidente. Programar en Python permite a los químicos aplicar su conocimiento a escalas inalcanzables manualmente. Adicionalmente,

es recomendable que usted tenga conocimientos matemáticos básicos (p. ej. saber qué es una variable, que es una función, etc.)

Nosotros usaremos el cuaderno de Google Colaboratory (GC) en este libro como una herramienta gratuita para interpretar Python y empezar a resolver problemas. GC es una herramienta amigable para el usuario principiante ya que funciona en conjunto con la inteligencia artificial Gemini, que proporciona ayuda a tiempo real cuando surge algún error en la línea de código. Este material no pretende analizar exhaustivamente los temas y paquetes desarrollados para aplicaciones químicas en Python, sino que le permitirá comenzar a utilizar Python en la investigación química rápidamente. Aunque usted podría omitir las líneas de código de esta sección, sin perder continuidad en los temas tratados en este libro, estas enriquecerán su comprensión de la química y le proporcionarán una herramienta valiosa para usar fuera de este curso.

### Familiarizándose con Google Colab

Antes de iniciar a programar con Python, es importante conocer los elementos más fundamentales del cuaderno GC, el cual es un servicio gratuito en la nube, proporcionado por Google, que permite escribir y ejecutar código Python a través del navegador, sin necesidad de instalar un programa intérprete de Python, instalar Python o cualquier biblioteca en su ordenador y sin ninguna configuración previa.

Primeramente, usted debería abrir Google Colab en algún navegador. Deberá iniciar sesión con alguna cuenta Google y después abrir un Nuevo Cuaderno.



Al dar clic en “**Conectar**”, usted está usando una máquina en la cual está instalado lo que necesita para empezar a codificar. A continuación, dar clic en “**+ Código**”.



En esta celda usted ya puede empezar a programar o crear un código. Una vez que haya terminado de escribir su código, usted puede probarlo inmediatamente dando clic al botón ubicado a la izquierda de la celda .

### Ejercicio de calentamiento: Cálculo de número de moléculas de una sustancia

Las variables del mundo matemático (llamadas objetos, en Python) son útiles para organizar los numerosos valores numéricos que manejamos los químicos (p. ej. constantes, datos medidos, parámetros experimentales, etc.)

Para ilustrar el uso de objetos, supongamos que tenemos que calcular el número de moléculas de cocaína encontradas en 2 g de clorhidrato de cocaína. Podemos hacer esto de la siguiente manera.

$$N_{\text{cocaína-HCl}} = 2.00 \text{ g cocaína-HCl} \times \frac{1 \text{ mol cocaína-HCl}}{339,9 \text{ g cocaína-HCl}} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol cocaína-HCl}}$$

```
#Asignamos los valores numéricos a las variables
numero_avogadro = 6.022 * 10 ** 23 #número de avogadro en mol(-1)
coca_hcl_mm = 339.9 #masa molecular de clorhidrato de cocaína en g/mol

#Calcular el número de moléculas de cocaína
num_coca = 2.00 / coca_hcl_mm * numero_avogadro

#Imprimir el resultado con unidades
print('2.00g de coca-HCl contiene %.2e moléculas de cocaína' %num_coca)
```

2.00g de coca-HCl contiene 3.54e+21 moléculas de cocaína

Es cierto que este cálculo podría hacerse rápidamente en una calculadora científica, pero elegimos documentarlo usando variables en lugar de valores directos. Aunque el cálculo que se presenta a continuación es equivalente al anterior, su comprensión puede ser menos inmediata sin el contexto adecuado. Además, la descomposición del cálculo en pasos ayuda a evitar errores comunes, como olvidar los paréntesis.

```
2.00 / 339.9 * 6.022 * 10 ** 23
```

3.5433951162106506e+21

## LECTURAS RECOMENDADAS

Himmelblau, D., M., Riggs, J., B. (2012). Material balances involving reactions. En J. Riggs (Ed.), Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering (8 ed., pp. 429-544). USA: Prentice Hall.

Obimakinde, J., O., Obimakinde, S., O. (2014). Calculations in Chemistry. New Delhi: I.K. International Publishing House Pvt. Ltd.

## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Brown, T., L., LeMay, H., E., Bursted, B., E., Murphy, C., J., Woodward, P., M., Stoltzfus, M., W., Lufaso, M., W., (2017). Chemical reactions and reaction stoichiometry. En Chemistry The Central Science (14 ed., pp. 84-109). USA: Pearson.

Burns, R. (2011). Estequiometría: Cálculos con base en ecuaciones químicas. En Z. Reyes (Ed.), Fundamentos de Química (5 ed., pp. 312-337). México: Pearson Educación.

Chang, R., Goldsby, K., A. (2016). Mass relationships in chemical reactions. En Chemistry (12 ed., pp. 75-106). USA: McGrawHill.

Ibarz, J. (1964). Ecuaciones químicas: Ecuaciones químicas: Cálculos. En J. Ibarz (Ed.), Problemas de química general (2 ed., pp. 143-147). Barcelona: Marín.

Masterton, W., L., Hurley, C., N., Neth, E., J., (2012). Mass Relations in Chemistry; Stoichiometry. En Chemistry: Principles and Reactions (7 ed., pp. 60-89). Belmont: CENGAGE Learning.

Petrucci, R., Herring, R., Madura, J., Bissonnette, C. (2017). Chemical Reactions En. General Chemistry Principles and Modern Applications (11 ed., pp. 111-150). Toronto: Pearson.

Rosenberg, J., Lawrence, E., Krieger P. (2009). Cálculos a partir de ecuaciones químicas. En A. Delgado Rodríguez (Ed.), Química (9 ed., pp. 43-62). México: McGrawHill.

## ACTIVIDADES

### Clasificación por grado de dificultad

**Fácil:** 2.40-2.61; 2.91-2.93; 2.98-2.102; 2.109-1.110; 2.114-2.117

**Normal:** 2.62-2.69; 10,94-2.97; 2.103-2.108; 2.111-2.112; 2.118-2.124

**Examen:** 2.70-2.90; 2.89; 2.103; 2.113; 2.125-2.127

### Clasificación por tema

**Estequiometría:** 2.40-2.90

**Estequiometría con reactivo limitante:** 2.91-2.97

**Estequiometría con pureza:** 2.98-2.108

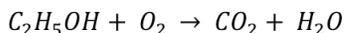
**Estequiometría con rendimiento:** 2.99-2.103

**Estequiometría aplicada a ciencias e ingeniería:** 2.104-2.127

**2.40.** Las masas de dos elementos que se combinan con una masa tercera guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

- a) Ley de conservación de la masa
- b) Ley de las proporciones múltiples
- c) Ley de las proporciones definidas
- d) Ley de las propiedades recíprocas

**2.41.** El alcohol etílico arde según la ecuación siguiente:



a) ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen a partir de 3,00 moles de  $C_2H_5OH$ ? b) ¿Cuántos gramos de se producen al quemar 3,00 g de  $C_2H_5OH$ ? (Burns. 2011)

**2.42.** La combustión completa del octano  $C_8H_{18}$ , componente de la gasolina, es expresada en la siguiente ecuación balanceada:



a) Determinar cuántas moles de  $O_2$  se necesitan para quemar 2,00 moles de  $C_8H_{18}$ ? b) ¿Cuántos gramos de  $O_2$  se requieren para quemar 2,00 g de  $C_8H_{18}$ ? (Burns. 2011).

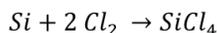
**2.43.** El hidruro de calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. a) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción, b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio se requieren para formar 10 g de hidrógeno?

**2.44.** El sulfuro de aluminio reacciona con agua para formar hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. a) Escriba la reacción química balanceada para esta reacción b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio se obtienen de 155 g de sulfuro de aluminio?

**2.45.** La fermentación de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , produce alcohol etílico,  $C_2H_5OH$  y  $CO_2$ , a) ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen cuando 0,330 moles de  $C_6H_{12}O_6$  reaccionan de esta manera? b) ¿Cuántos gramos de  $C_2H_5OH$  se requieren para formar 2,00 moles de  $C_2H_5OH$ ? c) ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  se forman cuando se producen 2,00 g  $C_2H_5OH$ ? (Burns. 2011)

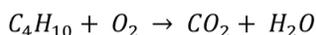
**2.46.** Muchos antiácidos contienen hidróxido de aluminio como ingrediente activo. a) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción del ácido clorhídrico del jugo gástrico como hidróxido de aluminio sólido para formar agua y cloruro de aluminio acuoso. b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio reaccionan con 2,50 g de ácido clorhídrico?

**2.47.** El tetracloruro de Silicio ( $SiCl_4$ ) se produce por calentamiento del Si en Cl gaseoso:



En una reacción se producen 0,507 moles de  $SiCl_4$ . ¿Cuántas moles de Cl molecular se utilizaron en la reacción?

**2.48.** Considere la combustión del butano ( $C_4H_{10}$ ):



En una reacción particular se hicieron reaccionar 5,0 moles de  $C_4H_{10}$  con un exceso de  $O_2$ . Calcule el número de moles de  $CO_2$  formado.

**2.49.** Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio,  $NaHCO_3$ ) libera dióxido de carbono gaseoso, que es responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. a) Escriba la ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es  $Na_2CO_3$ ) b) Calcule la masa de  $NaHCO_3$  que se requiere para producir 20,5 g  $CO_2$  (Chang & Goldsby, 2016)

**2.50.** El óxido nitroso ( $N_2O$ ) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio ( $NH_4NO_3$ ). El otro producto es agua. a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de  $N_2O$  se formarán si se utiliza 0,46 mol de  $NH_4NO_3$  para la reacción? (Chang & Goldsby, 2016)

**2.51.** Calcular la cantidad de monóxido de carbono que se producen al quemar de manera incompleta 500 g de una sustancia orgánica de fórmula  $C_9H_{20}$  (solo se produce CO y agua.)

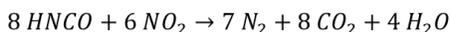
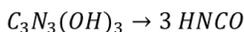
**2.52.** A Partir de la siguiente ecuación:



Calcular cuánto yodato de sodio se requiere para producir 1 kg de yodo molecular  $\text{I}_2$ :

**2.53.** Se combustiona una molécula orgánica de fórmula condensada  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ , determinar cuántos gramos de dióxido de carbono se producirán si se quemó 1 gramo de sustancia.

**2.54.** A partir del siguiente proceso:



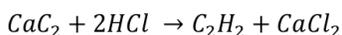
Calcular la cantidad de  $\text{C}_3\text{N}_3(\text{OH})_3$  que se requiere en una chimenea industrial para eliminar 1 g de dióxido de nitrógeno.

**2.55.** Cuando reaccionan hidróxido de potasio con bromo líquido (densidad 3,19 g/mL), se produce el bromato de potasio, si la reacción produjo 50,6 libras de bromato de potasio, ¿cuántos mililitros de bromo fueron requeridos en dicho proceso?

**2.56.** Cuando se hace reaccionar sulfuro de zinc con oxígeno se produce óxido de zinc y dióxido de azufre, calcular la cantidad (en libras) de óxido de zinc que se producen por libra de sulfuro de zinc.

**2.57.** Cuando se hace reaccionar sulfuro de plata con zinc se puede producir plata pura y sulfuro de zinc, determinar cuánto zinc se requiere para preparar 100 000 toneladas de plata.

**2.59.** A partir de la siguiente reacción:

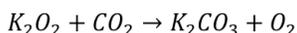


Determinar la cantidad de etileno que se puede producir a partir de 75 g de carburo de calcio.

**2.60.** Una lámina de Al mide 10,25cm x 5,50cm x 0,601mm, se hacen reaccionar con ácido clorhídrico, si la densidad del aluminio es de 2,70 g/mL, calcular la cantidad en gramos y moléculas de hidrógeno que se producirá (Rosenberg. 2009).

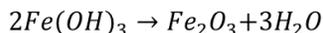
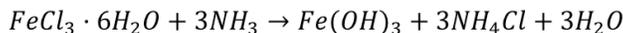
**2.61.** La combustión incompleta de gasolina (octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), genera un 25 % de CO proveniente de todo el carbono de la molécula original, escriba la reacción igualada, sabiendo que sus productos son  $\text{CO}_2$ , CO y agua, si se quemaron 15 g de gasolina, calcular las moléculas de CO generadas.

**2.62.** Se tiene la reacción:



Determinar los moles de oxígeno que se pueden producir a partir de 156 g dióxido de carbono, las moléculas de oxígeno que se producirán por cada miligramo de peróxido de potasio que se consume.

**2.63.** A partir del siguiente proceso consecutivo:



Calcular la cantidad de óxido férrico que se producen de 6,67 gramos del cloruro férrico hexahidratado.

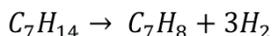
**2.64.** La preparación del perclorato de potasio ocurre por una serie de reacciones químicas que se muestran a continuación:



Calcular la cantidad de cloro requerido para la producción de 100 g de perclorato de potasio.

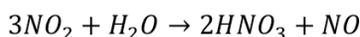
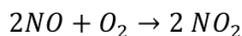
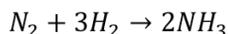
**2.65.** Un elemento A tiene una masa atómica de 33,42 g/mol, cuando 27,22 g de A reaccionan con 84,10 g de otro elemento, B, producen el compuesto AB. determinar la masa atómica de B.

**2.66.** En una refinería petrolera se produce la siguiente reacción:



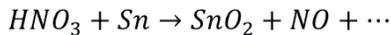
Determinar el porcentaje de cambio en la masa que experimentará un reactor sabiendo que solo el hidrógeno pasa a estado gaseoso.

**2.67.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Determinar la cantidad de  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$ , para producir un kg de ácido nítrico.

**2.68.** Al reaccionar estaño con ácido nítrico, el estaño se oxida a dióxido de estaño y se desprende monóxido de nitrógeno, a) escribir la ecuación ajustada de esta reacción, b) si el estaño forma parte de una aleación y de 1 kg de aleación se obtienen 0,382 kg de dióxido de estaño, hallar el porcentaje de estaño en la aleación.

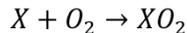


**2.69.** Considere la siguiente reacción:



95 g bario y 50 g de azufre reaccionan con oxígeno, solo 65,15 g BaS son obtenidos, calcular los gramos de BaO y SO<sub>2</sub> son generados.

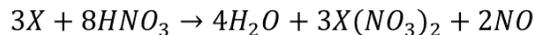
**2.70.** Si 20 g de una sustancia elemental X reaccionan estequiométricamente con oxígeno y se forman 28 g del compuesto XO<sub>2</sub>, calcular el peso atómico de X.



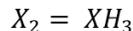
**2.71.** Cuando reaccionan 5 g del compuesto XO<sub>2</sub> con ácido clorhídrico, se obtienen 7,2414 g de XCl<sub>2</sub>. Determinar: a) el número de átomos de X en la masa de XCl<sub>2</sub> formada, b) las moles de XO<sub>2</sub> que contienen 4,5 g de X. Los otros productos de la reacción son cloro gaseoso y agua.



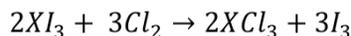
**2.72.** Cuando se hacen reaccionar 1,89 g del metal X con ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>, se obtienen 5,58 g de X(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y 0,595 g de NO. Determinar: a) el número de átomos de X que reaccionaron b) la masa de ácido que se necesitó. El otro producto de la reacción es agua.



**2.73.** En la combustión de 13,6 g del compuesto XH<sub>3</sub> se producen 8,96 litros del gas X<sub>2</sub> medido en condiciones normales y agua. Determine: a) el peso atómico de X b) el número de moléculas de agua que se forman. Sugerencia para transformar de volumen a moles, use la siguiente ecuación:

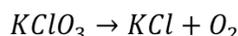


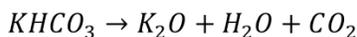
**2.74.** El elemento X es un metal que forma cloruros y yoduro, cuando el yoduro reacciona con una corriente de cloro ocurre una reacción de desplazamiento como se muestra a continuación:



Si 0,5 g de XI<sub>3</sub> producen 0,236 g de XCl<sub>3</sub>, identifique que elemento es X.

**2.75.** Una mezcla de KCl, KClO<sub>3</sub>, KHCO<sub>3</sub> y K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> se calienta para producir CO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O según las siguientes reacciones químicas:





El KCl no reacciona, si 100 g de muestra generan 1,8 g agua, 13,20 g de dióxido de carbono y 4 g de oxígeno, calcular la composición de cada sal en la muestra (Chang & Goldsby, 2016).

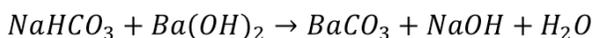
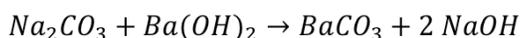
**2.76.** Determinar la composición de una mezcla de aire e  $H_2$  requerido para consumir el oxígeno y formar agua, la cantidad de hidrógeno restante sea estequiométrica para producir amoniaco con el nitrógeno del aire, *sugerencia* la composición porcentual del aire es 21 % O y 79 % N (Ibarz. 1964).

**2.77.** Una mezcla salina es analizada, se determinó que 1 g contiene, 0,529 gramos de nitrato, 0,2014 g de bromuro y 0,171 g de calcio y 0,0986 g potasio, calcular la composición de la mezcla.

**2.78.** Se añaden 0,756 g de una mezcla de NaBr y NaCl producen 1,617 g de una mezcla de cloruro de plata y bromuro de plata, determinar la composición de la mezcla (Ibarz. 1964).

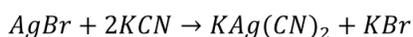
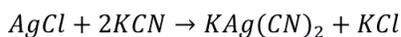
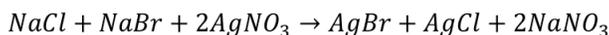
**2.79.** Se tiene una aleación compuesta de cobre y aluminio, 0,852 g de muestra son disueltos con ácido nítrico, posteriormente, las sales formadas se calcinan para formar 1,5660 g de una mezcla de óxido de aluminio y óxido cúprico, calcular la composición de la aleación.

**2.80.** Se dispone de una mezcla de hidrogenocarbonato de sodio y carbonato de sodio, con un peso total de 1,0235 g. Cuando la mezcla se disuelve en agua y se trata con hidróxido de bario, se produce en ambos casos carbonato de bario, la masa total de carbonato de bario es 2,1028 g, a continuación, se muestran las reacciones químicas implicadas:



Determinar la composición de la mezcla.

**2.81.** Se tiene una muestra de 3,5084 g de una mezcla de cloruro de sodio y bromuro de sodio, esta se precipita con nitrato de plata para formar bromuro y cloruro de plata, la mezcla de AgCl y AgBr se disuelve con cianuro de potasio y luego se recupera como plata metálica mediante el siguiente proceso:





La plata pura obtenida pesó 5,5028 g, calcula la composición de la muestra inicial.

**2.82.** Se tiene una mezcla de etanol y etoxietano (diethyl éter), cuando se combustiona de manera completa 1,005 g de mezcla se produce 1,963 g de dióxido de carbono, calcular la composición de la mezcla.

**2.83.** Reaccionan 10 g de Na con oxígeno molecular para generar 13,83 g de una mezcla de peróxido de sodio y óxido de sodio, calcular la composición de la mezcla.

**2.84.** 3,595 g de una mezcla de KCl y KBr se hacen reaccionar con  $Cl_2$  después de consumirse todo el KBr, se obtienen 3,129 g de KCl, determinar la composición inicial de la muestra.

**2.85.** 1 mg de una mezcla de azúcar ( $C_6H_{22}O_{11}$ ) y cocaína ( $C_{17}H_{21}O_4N$ ) es quemada generando 1  $cm^3$  de  $CO_2$  de densidad 1,8 g/L, determinar el porcentaje de cocaína en la muestra.

**2.86.** Cuando se colocaron 2,50 g de una barra de zinc en una disolución de  $AgNO_3$ , se formó plata metálica sobre la superficie de la barra. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 3,37 g, calcule la masa de Ag y Zn metálicos presentes (Chang & Goldsby, 2016).

**2.87.** Cuando se colocaron 2,37 g de una barra de hierro en una disolución de  $CuSO_4$ , se formó cobre metálico sobre la superficie de la barra y la solución se tornó verde y todo el cobre de la solución inicial se consumió. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 2,41 g, calcule la masa de Cu y Fe metálicos presentes.

**2.88.** Cuando se colocaron 2,39 g de una moneda de cobre en una disolución de  $Hg^{2+}$ , se formó una capa fina de mercurio sobre la superficie de la moneda. Después de cierto tiempo, la moneda se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la moneda fue de 3,37 g, calcule la masa de Hg y Cu metálicos presentes.

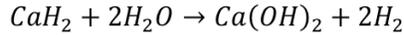
**2.89.** Cuando se colocaron 2,50 g de una pieza de cobre para joyería en una disolución de  $AuCl_3$ , se formó oro metálico sobre la superficie de la pieza. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la pieza fue de 3,17 g, calcule la masa de Au y Cu metálicos presentes.

**2.90.** La galvanización es un proceso donde un metal más reactivo recubre la superficie de otro metal más noble para protegerlo de la corrosión. Cuando se colocaron 2,50 g de una pieza de hierro para cadenas en una disolución de  $ZnCl_2$  y se aplicó corriente eléctrica, se formó zinc metálico sobre la superficie de la pieza. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la pieza fue de 3,17 g, calcule la masa de Fe y Zn metálicos presentes, posteriormente la pieza se dejó en una cámara rica en oxígeno hasta que se tornó de color blanco por la formación de una capa protectora de óxido de zinc la pieza pesó 3,35 g, calcular la masa del ZnO y del Zn en la pieza galvanizada. *Sugerencia el hierro pasa a 3+* (Chang & Goldsby, 2016)

## Estequiometría con reactivo limitante

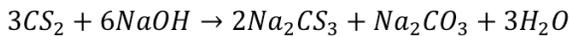
**2.91.** Cuando se calienta cobre con azufre se produce sulfuro cuproso, cuando se mezclan 100 g de cobre con 50 g de azufre, determinar el reactivo limitante, la cantidad de sulfuro cuproso que se puede producir.

**2.92.** A partir de la siguiente reacción:



Si 0,82 mol de hidruro de calcio reaccionan con 1,54 mol de agua, determinar el reactivo limitante, los gramos de hidrógeno y las moléculas de hidrógeno que se producirán.

**2.93.** A partir de la siguiente reacción:



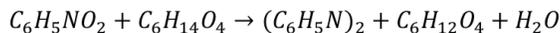
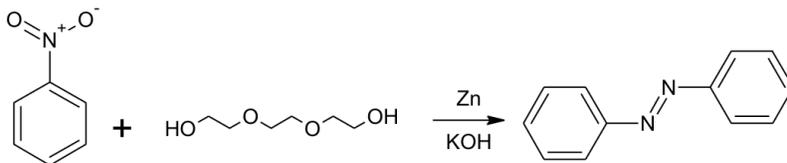
Calcular los gramos de  $Na_2CS_3$  que se producen al reaccionar 92,5 mL de  $CS_2$  sabiendo que su densidad es de 1,26 g/mL con 2,78 mol de hidróxido de sodio.

**2.94.** A partir de la siguiente reacción:



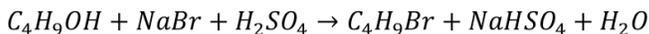
Calcular el rendimiento de la reacción cuando 0,4935 mol de hidróxido de sodio reaccionan con 7,81 g de óxido de aluminio si se obtuvieron 28,2 g de  $Na_3AlF_6$  (Petrucci et al. 2017).

**2.95.** A partir de la siguiente reacción:



Igualé la ecuación, si 116 mL de nitrobenzono, de densidad 1,20 g/mL reaccionan con 0,3 litros de trietilenglicol de densidad 1,12 g/mL producen 55 g de azobenceno, calcular el rendimiento de la reacción, el reactivo limitante y las moléculas de azobenceno (Petrucci et al. 2017).

**2.96.** A partir de la siguiente reacción:



Calcular el reactivo limitante, el rendimiento teórico y el número de moléculas de  $C_4H_9Br$  cuando 15 g del alcohol reaccionan 22,4 g de bromuro de sodio y 17,9 mL

del ácido sulfúrico al 98 % de pureza y de densidad 1,84 g/mL produciendo 17,1 g de  $C_4H_9Br$ .

**2.97.** Al reaccionar 20 g de sulfato de cobre(II) con 30 g de yoduro de potasio se obtienen yodo, yoduro de cobre(I) y sulfato de potasio. Se pide: a) ajuste las reacciones correspondientes. b) El peso de yoduro de cobre(I) que se formará:

#### Estequiometría con pureza

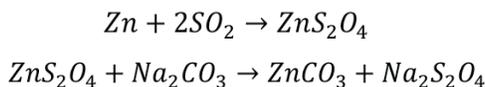
**2.98.** La fórmula del vidrio comercial es  $6SiO_2 \cdot Na_2O \cdot CaO$ , calcule el porcentaje de arena, carbonato de sodio y carbonato de calcio que se requiere para la preparación del material (Rosenberg. 2009).

**2.99.** A partir de la siguiente reacción:



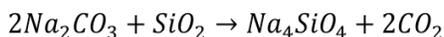
Determinar la pureza del carbonato de calcio si 3,28 g de una muestra produce 0,981 g de dióxido de carbono al reaccionar con HCl.

**2.100.** A través del siguiente proceso:



El  $Na_2S_2O_4$  es 90% puro, determine la cantidad de  $Na_2S_2O_4$  impuro se puede producir a partir de 100 T de Zn.

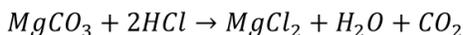
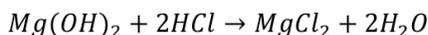
**2.101.** A partir de la siguiente reacción:



Determinar la masa de  $Na_2CO_3$  que se requieren para reaccionar con 0,5 g de arena que contiene un 19,1% dióxido de silicio.

**2.102.** Para la manufactura de sulfato de cobre se hace reaccionar cobre metálico con ácido sulfúrico concentrado, se tiene cobre puro y ácido al 97 % de pureza, ¿Cuánto ácido sulfúrico y cobre se requieren para producir 1 kg de sulfato de cobre pentahidratado?

**2.103.** Se tiene el siguiente proceso simultáneo:



Se tiene una mezcla que pesa 425 g de hidróxido de magnesio (64,8 %) y carbonato de magnesio (35,2 %), calcular los mL de ácido clorhídrico de 37 % de pureza y densidad 1,12 g/mL requeridos para consumir toda a muestra.

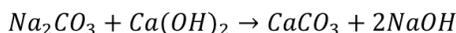
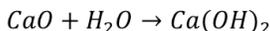
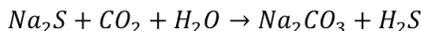
**2.104.** La reacción de bismuto metálico, ácido nítrico y agua producen nitrato de bismuto pentahidratado y monóxido de nitrógeno, determinar la cantidad de ácido

nítrico del **30 % de pureza** que reaccionan con 10,4 g de Bi, calcular la cantidad del nitrato que se puede preparar.

**2.105.** Un biocarbón tiene 1 % de azufre, para eliminar el azufre se trata el material con hidróxido de sodio, según el siguiente proceso:



Donde  $R$  representan las cadenas orgánicas en el biocarbón.

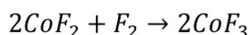


Calcular la cantidad de carbonato de sodio se debe utilizar para producir suficiente hidróxido de sodio para tratar 100 toneladas (1 T =  $10^6$  g) del carbón con 1 % de azufre (Rosenberg. 2009).

**2.106.** En la producción de teflón (polímero fluorado), se hace reaccionar polietileno con trifluoruro de cobalto según el siguiente proceso.

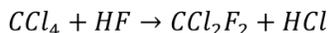
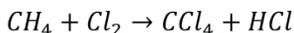


El  $CoF_3$  se regenera con la siguiente reacción:



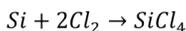
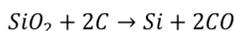
$n$  es un coeficiente muy grande y desconocido en el ejercicio, calcular los kg de flúor molecular se consumen por cada kg de  $(CF_2)_n$  producido (Rosenberg. 2009).

**2.107.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Determinar el número de moléculas de cloro que deben consumirse para producir 2,25 kg de  $CCl_2F_2$  suponga que todo el tetracloruro de carbono del primer paso se consume en el segundo.

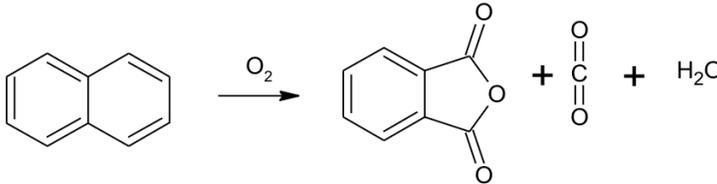
**2.108.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Calcular las masas de carbono, cloro molecular e hidrógeno molecular para producir un kilogramo de silicio ultra puro.

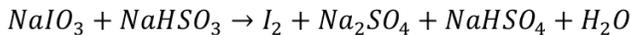
### Estequiometría con rendimiento

**2.109.** La reacción de naftaleno produce anhídrido ftálico:



Determinar las libras de anhídrido ftálico que se pueden producir a partir de 100 lb de naftaleno, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 70 %.

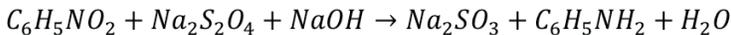
**2.110.** El yodo se utiliza como desinfectante y se lo puede obtener mediante la siguiente reacción:



Calcular los gramos de una muestra de yodato de sodio del 65 % en peso de pureza que se requieren para obtener 50 g de yodo si la reacción ocurre con una eficiencia del 60%. ¿Cuántos gramos de hidrógenosulfato de sodio se producen?

**2.111.** Cuando ácidoetanoicoseneutralizaconcalyposteriormentesecalcinaseproduce 2-propanona, se conoce que el rendimiento del proceso es del 93 %, determine la cantidad de la cetona que puede obtenerse a partir de 250 kg del ácido carboxílico del 97,2 % de pureza.

**2.112.** Se desea sintetizar 150 gramos de anilina a partir de nitrobeneno, sabiendo que solo el 80 % del nitrobeneno se transforma en anilina, calcule la masa de NaOH, y  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$  al 90 % de pureza, y los mililitros de nitrobeneno de densidad  $1,20 \text{ g/cm}^3$  que serán necesarios para la reacción. Identifique el agente reductor y oxidante. Calcule el número de átomos de nitrógeno contenidos en los 150 gramos de anilina y la composición porcentual de la anilina.



### Estequiometría aplicada a ciencias e ingeniería

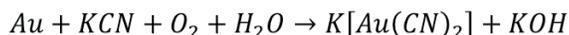
**2.113.** (Ingeniería civil) La formulación de un concreto tiene la siguiente proporción en masa  $\frac{1}{2}:1:2,14:2,61$  en agua, cemento Portland, agregado fino y agregado grueso, se desea preparar 14 toneladas de concreto para una construcción, calcular la masa de cada ingrediente.

**2.114.** (Ingeniería ambiental) Un agua residual de una planta alimenticias después del tratamiento tiene un pH de 10, una muestra de (50 mL) requiere 2,1 mg de NaOH puro, el NaOH que se tiene en bodega es 75 % de pureza para neutralizar el agua

residual y poder descargarla a la red pública, calcular la cantidad de NaOH grado técnico debe añadirse al agua residual para su tratamiento, sabiendo que la cisterna de homogenización es de 8 metros cúbicos.

**2.115.** (Industria metalúrgica) Se tiene óxido férrico impuro el cual es tratado coque (C) para formar hierro metálico y monóxido de carbono, si 938 kg del mineral producen 523 kg de hierro, determinar la pureza del óxido.

**2.116.** (Industria metalúrgica) La Cianuración es el proceso preferido en Ecuador para las actividades de extracción de oro, para este proceso se utiliza cianuro de potasio:



¿Cuántas moles de cianuro de potasio se requiere para extraer 29,0 g de oro?

**2.117.** (Industria farmacéutica) En una planta farmacéutica se desea preparar un lote de 5000 frascos de un jarabe que contiene 2,5 g amoxicilina y 2,5 g sulbactam por cada frasco, se sabe que cada frasco contiene 20 dosis de 5 mL (100 mL), la amoxicilina trihidratada equivale a 87,855 % de amoxicilina pura, el sulbactam pirroxil equivale a 66,92 % sulbactam puro, calcular la cantidad de amoxicilina trihidratada y sulbactam pirroxil que se requiere para la fabricación del lote, calcular la cantidad de amoxicilina que tendrá 1 dosis del jarabe.

**2.118.** (Industria farmacéutica) Se requiere fabricar 20 000 cajas x 30 tabletas de ibuprofeno, 2 500 cajas x 2 tabletas para muestra médica y el resto de la producción será cajas x 10 tabletas, la capacidad del mezclador es 300 kg, y el peso de cada tableta es 495 mg, la dosis del principio activo es 200 mg/tableta, y la pureza del ibuprofeno a utilizar es del 97,83 %, el proceso de granulación y mezcla tiene un rendimiento de 98 %, el tableteo tiene un 2 % de pérdida, el proceso de recubrimiento tiene una eficiencia del 99,5 %. Calcular cuántos lotes se deben fabricar para cumplir con el pedido, la masa de ibuprofeno que se requiere mezclar, ¿cuál será el rendimiento real por lote?

**2.119.** (Industria cosmética) La fórmula maestra de un jabón líquido base es: 5 % lauril sulfato de sodio, 4,5 % NaCl, 6 % glicerina, 0,001 % colorante, 1 % fragancia, 1 % conservante y 1 % EDTA. Se desea preparar 5000 botellas de 500 mL líquido, se sabe que el rendimiento es del 96 % y la pureza del lauril sulfato de sodio es del 70% de pureza, calcular la masa del lauril sulfato que se debe pesar para la manufactura (la densidad del jabón líquido es 1,21 g/mL.)

**2.120.** (Industria cosmética) En la bodega de materias primas se tiene 6,5 toneladas de glicerina al 77 % de pureza que se encuentra a un año de caducar, por tal motivo se planifica la producción de jabón líquido para consumir toda la glicerina disponible, calcular la cantidad del resto de ingredientes para la manufactura, ¿Cuántos frascos de jabón de 500 mL se pueden fabricar? (use los datos del ejercicio anterior).

**2.121.** (Ingeniería ambiental) El DQO es una medida de la cantidad de material biodegradable y no biodegradable que contiene agua, el  $DBO_5$ , por otro lado, es la

medida de material que puede biodegradarse en 5 días, ambas medidas están en mg de oxígeno molecular por cada litro que se requieren para degradar la materia contaminante, un agua residual contiene 450 mg/L de DQO y 231 mg/L de DBO<sub>5</sub>, si la cisterna de almacenamiento tiene 16 m<sup>3</sup>, calcular la cantidad de oxígeno requerido para degradar la materia biodegradable y no biodegradable contenidos en la cisterna.

**2.122.** (Ingeniería ambiental) Para la extracción de cadmio de almendras de cacao, es necesario "lavar" las almendras molidas con una solución de EDTA por 60 minutos, el contenido del metal pesado en las almendras es 0,8 mg de cadmio por cada kg de almendra de cacao antes del lavado y después del tratamiento su concentración baja un 54 %, calcular cuánto cadmio se remueve de 30 kg de almendras de cacao, la normativa europea para exportación de cacao y derivados es 0,5 mg de Cd por cada kg de producto ¿el producto cumple con la normativa?

**2.123.** (Ingeniería ambiental) Un agua residual está contaminada netamente con meropenem, un antibiótico de última línea, con una concentración de 1 mg/L, calcular el DOQ teórico que tendría el agua residual considerando que toda la materia contaminante es meropenem (C<sub>17</sub>H<sub>25</sub>N<sub>3</sub>O<sub>5</sub>S, 383,46 g/mol.)

**2.124.** (Ingeniería química) Para sintetizar carburo de calcio se hacen reaccionar en un horno eléctrico carbono y óxido de calcio para generar el carburo de calcio y monóxido de carbono, en el horno el producto en mezcla resultante es 15 % óxido de calcio sin reaccionar y 85 % carburo de calcio, calcular la cantidad de óxido de calcio que se deben añadir al horno por cada 50 toneladas de carburo de calcio, realizar el mismo cálculo para 50 toneladas de producto en mezcla (Rosenberg, 2009).

**2.125.** (Industria farmacéutica) Se desea preparar 7800 cajas x30 cápsulas de un medicamento cuya fórmula maestra es 200 mg Ibuprofeno puro, 200 mg paracetamol y 5 mg estearato de magnesio (excipiente), el peso promedio del polvo contenido en cada cápsula es 408 mg, el técnico encargado olvidó realizar los cálculos de corrección de pureza de las materias primas y produjo un lote de 100 kg. Realizar los cálculos de reproceso, sabiendo que la pureza del ibuprofeno es 98,39 % y del paracetamol es 97,94 %.

**2.126.** (Análisis químico) Una muestra de 1,25 g contiene 35,5 % BaCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O, 48,70 % NaBr, 10,88 % KI, determinar la cantidad de haluro de plata que se puede obtener de la muestra al reaccionar con nitrato de plata.

**2.127.** (Industria licorera) Se desea preparar 10 000 botellas de 750 mL de un licor dulce de 15° la fórmula maestra 75,51 % en agua, 8,71% azúcar, 0,06 % saborizante, 0,06 % colorante y 15,04 % etanol puro, el técnico encargado olvidó realizar los cálculos de corrección de pureza del alcohol y produjo un lote de 7,5 m<sup>3</sup>. Realizar los cálculos de reproceso, sabiendo que la pureza del etanol es 95,46 % en peso. Calcule el rendimiento del proceso si se produjeron 19845 botellas de licor después del reproceso. La densidad del licor es 1,067 g/L, calcule los grados alcohólicos del

primer licor, sabiendo que la autoridad sanitaria no acepta un valor inferior a 15° ¿El primer licor cumple parámetros de calidad?

Nota para transformar de % en masa de etanol a grados gl utilice la siguiente ecuación:

$$\%_{V/V} = -0,0031(\%_{P/P})^2 + 1,322\%_{P/P} - 0,4807$$

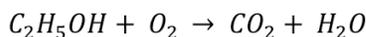
## SOLUCIONARIO

### Estequiometría

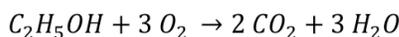
**2.40.** Las masas de dos elementos que se combinan con una masa tercera guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

- e) Ley de conservación de la masa
- f) Ley de las proporciones múltiples
- g) Ley de las proporciones definidas
- h) Ley de las propiedades recíprocas

**2.41.** El alcohol etílico arde según la ecuación siguiente:



- a) ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen a partir de 3,00 moles de  $C_2H_5OH$ ? b) ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  se producen al quemar 3,00 g de  $C_2H_5OH$ ? (Burns. 2011)



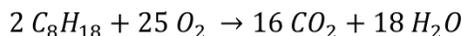
a)

$$3,00 \text{ moles } C_2H_5OH \cdot \frac{2 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 6 \text{ moles } CO_2$$

b)

$$3,00 \text{ g } C_2H_5OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46 \text{ g } C_2H_5OH} \cdot \frac{2 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 5,74 \text{ g } CO_2$$

**2.42.** La combustión completa del octano  $C_8H_{18}$ , componente de la gasolina, es expresada en la siguiente ecuación balanceada:



- a) Determinar cuántas moles de  $O_2$  se necesitan para quemar 2,00 moles de  $C_8H_{18}$ ? b) ¿Cuántos gramos de  $O_2$  se requieren para quemar 2,00 g de  $C_8H_{18}$ ? (Burns. 2011).

a)

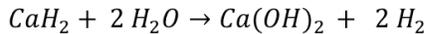
$$2,00 \text{ moles } C_8H_{18} \cdot \frac{25 \text{ moles } O_2}{2,00 \text{ moles } C_8H_{18}} = 25 \text{ moles } O_2$$

b)

$$2,00 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{25 \text{ moles } O_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 7,02 \text{ g } O_2$$

**2.43.** El hidruro de calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. a) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción, b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio se requieren para formar 10 g de hidrógeno?

a)

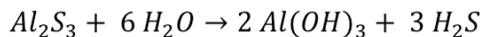


b)

$$10 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaH_2}{2 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{42 \text{ g } CaH_2}{1 \text{ mol } CaH_2} = 105 \text{ g } CaH_2$$

**2.44.** El sulfuro de aluminio reacciona con agua para formar hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. a) Escriba la reacción química balanceada para esta reacción b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio se obtienen de 155 g de sulfuro de aluminio?

a)



b)

$$155 \text{ g } Al_2S_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2S_3}{150 \text{ g } Al_2S_3} \cdot \frac{2 \text{ moles } Al(OH)_3}{1 \text{ mol } Al_2S_3} \cdot \frac{78 \text{ g } Al(OH)_3}{1 \text{ mol } Al(OH)_3} \\ = 161,2 \text{ g } Al(OH)_3$$

**2.45.** La fermentación de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , produce alcohol etílico,  $C_2H_5OH$  y  $CO_2$ , a) ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen cuando 0,330 moles de  $C_6H_{12}O_6$  reaccionan de esta manera? b) ¿Cuántos gramos de  $C_6H_{12}O_6$  se requieren para formar 2,00 moles de  $C_2H_5OH$ ? c) ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  se forman cuando se producen 2,00 g  $C_2H_5OH$ ? (Burns. 2011)



a)

$$0,33 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 0,66 \text{ mol } CO_2$$

b)

$$2,00 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{2 \text{ mol } C_2H_5OH} \cdot \frac{180 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

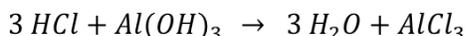
c)

$$2,00 \text{ g } C_2H_5OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46 \text{ g } C_2H_5OH} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_2H_5OH} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1,91 \text{ g } CO_2$$

**2.46.** Muchos antiácidos contienen hidróxido de aluminio como ingrediente activo.

a) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción del ácido clorhídrico del jugo gástrico como hidróxido de aluminio sólido para formar agua y cloruro de aluminio acuoso. b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio reaccionan con 2,50 g de ácido clorhídrico?

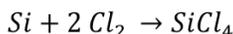
a)



b)

$$2,50 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{3 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{78 \text{ g Al(OH)}_3}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} = 1,78 \text{ g Al(OH)}_3$$

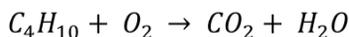
**2.47.** El tetracloruro de Silicio ( $\text{SiCl}_4$ ) se produce por calentamiento del Si en Cl gaseoso:



En una reacción se producen 0,507 moles de  $\text{SiCl}_4$ . ¿Cuántas moles de Cl molecular se utilizaron en la reacción?

$$0,507 \text{ mol SiCl}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} = 1,014 \text{ mol Cl}_2$$

**2.48.** Considere la combustión del butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ):



En una reacción particular se hicieron reaccionar 5,0 moles de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  con un exceso de  $\text{O}_2$ . Calcule el número de moles de  $\text{CO}_2$  formado.

$$2 \text{ C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{ O}_2 \rightarrow 8 \text{ CO}_2 + 10 \text{ H}_2\text{O}$$
$$5 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 20 \text{ mol CO}_2$$

**2.49.** Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ ) libera dióxido de carbono gaseoso, que es responsable

de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. a) Escriba la ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). b) Calcule la masa de  $\text{NaHCO}_3$  que se requiere para producir 20,5 g  $\text{CO}_2$  (Chang & Goldsby, 2016)

$$4 \text{NaHCO}_3 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$20,5 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol NaHCO}_3}{2 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 78,27 \text{ g NaHCO}_3$$

**2.50.** El óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). El otro producto es agua. a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de  $\text{N}_2\text{O}$  se formarán si se utiliza 0,46 mol de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  para la reacción? (Chang & Goldsby, 2016)

a)

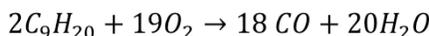


b)

$$0,46 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{44 \text{ mol N}_2\text{O}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}} = 20,24 \text{ g N}_2\text{O}$$

**2.51.** Calcular la cantidad de monóxido de carbono que se producen al quemar de manera incompleta 500 g de una sustancia orgánica de fórmula  $\text{C}_9\text{H}_{20}$  (solo se produce  $\text{CO}$  y agua.)

**Paso 1** Escribir la reacción química:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{\text{C}_9\text{H}_{20}} = 128 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$500 \text{ g C}_9\text{H}_{20} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{20}}{128 \text{ g C}_9\text{H}_{20}} \cdot \frac{18 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol C}_9\text{H}_{20}} \cdot \frac{28 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 984,38 \text{ g CO}$$

**2.52.** A Partir de la siguiente ecuación:



Calcular cuánto yodato de sodio se requiere para producir 1 kg de yodo molecular  $\text{I}_2$ :

**Paso 1** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

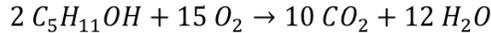
$$\mathcal{M}_{\text{I}_2} = 253,82 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{NaIO}_3} = 197,91 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Realizar cálculos estequiométricos:

$$1 \text{ kg } I_2 \cdot \frac{1 \text{ kmol } I_2}{253,82 \text{ kg } I_2} \cdot \frac{2 \text{ kmol } NaIO_3}{1 \text{ kmol } I_2} \cdot \frac{197,91 \text{ kg } NaIO_3}{1 \text{ kmol } NaIO_3} = 1,56 \text{ kg } NaIO_3$$

**2.53.** Se combustiona una molécula orgánica de fórmula condensada  $C_5H_{11}OH$ , determinar cuántos gramos de dióxido de carbono se producirán si se quemó 1 gramo de sustancia.

**Paso 1** Escribir la reacción química:



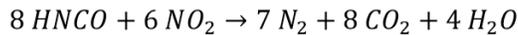
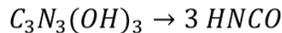
**Paso 2** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{C_5H_{11}OH} = 88 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$1 \text{ g } C_5H_{11}OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_5H_{11}OH}{88 \text{ g } C_5H_{11}OH} \cdot \frac{10 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_5H_{11}OH} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,5 \text{ g } CO_2$$

**2.54.** A partir del siguiente proceso:



Calcular la cantidad de  $C_3N_3(OH)_3$  que se requiere en una chimenea industrial para eliminar 1 g de dióxido de nitrógeno.

$$1 \text{ g } NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_2}{46 \text{ g } NO_2} \cdot \frac{8 \text{ mol } HNCO}{6 \text{ mol } NO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3N_3(OH)_3}{3 \text{ mol } HNCO} \cdot \frac{129 \text{ g } C_3N_3(OH)_3}{1 \text{ mol } C_3N_3(OH)_3} = 1,25 \text{ g } C_3N_3(OH)_3$$

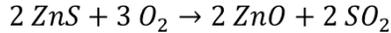
**2.55.** Cuando reaccionan hidróxido de potasio con bromo líquido (densidad 3,19 g/mL), se produce el bromato de potasio, si la reacción produjo 50,6 libras de bromato de potasio, ¿cuántos mililitros de bromo fueron requeridos en dicho proceso?



$$50,6 \text{ lb } KBrO_3 \cdot \frac{1000 \text{ g } KBrO_3}{2,2 \text{ lb } KBrO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } KBrO_3}{167 \text{ g } KBrO_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } Br_2}{1 \text{ mol } KBrO_3} \cdot \frac{159,8 \text{ g } Br_2}{1 \text{ mol } Br_2} \cdot \frac{1 \text{ mL } Br_2}{3,19 \text{ g } Br_2} = 20\,697,54 \text{ mL}$$

**2.56.** Cuando se hace reaccionar sulfuro de zinc con oxígeno se produce óxido de zinc y dióxido de azufre, calcular la cantidad (en libras) de óxido de zinc que se producen por libra de sulfuro de zinc.

**Paso 1** Escribir la reacción química:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

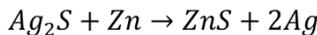
$$\mathcal{M}_{\text{ZnS}} = 97,38 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{ZnO}} = 81,38 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$1 \text{ lb ZnS} \cdot \frac{1\,000 \text{ g ZnS}}{2,2 \text{ lb ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,38 \text{ g ZnS}} \cdot \frac{2 \text{ mol ZnO}}{2 \text{ mol ZnS}} \cdot \frac{81,38 \text{ g ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{2,2 \text{ lb ZnO}}{1000 \text{ g ZnO}} \\ = 0,836 \text{ lb ZnO}$$

**2.57.** Cuando se hace reaccionar sulfuro de plata con zinc se puede producir plata pura y sulfuro de zinc, determinar cuánto zinc se requiere para preparar 100 000 toneladas de plata.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

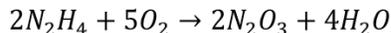
$$\mathcal{M}_{\text{Ag}} = 107,87 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{Zn}} = 65,38 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$1 \text{ tonelada} = 1 \text{ Mg} \\ 100\,000 \text{ Mg Ag} \cdot \frac{1 \text{ Mmol Ag}}{107,87 \text{ Mg Ag}} \cdot \frac{1 \text{ M mol de Zn}}{2 \text{ M mol Ag}} \cdot \frac{65,38 \text{ Mg Zn}}{1 \text{ M mol Zn}} = 30\,305 \text{ Mg Zn}$$

**2.58.** Se quema  $\text{N}_2\text{H}_4$  con oxígeno produce trióxido de dinitrógeno y agua, esta reacción es utilizada en cohetes, cuando  $\text{N}_2\text{O}_3$  se produce al quemar 250 000 kg de  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



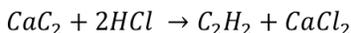
**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

$$\mathcal{M}_{\text{N}_2\text{H}_4} = 32 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{N}_2\text{O}_3} = 76 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$250\,000 \text{ kg N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ kmol N}_2\text{H}_4}{32 \text{ kg N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{2 \text{ kmol N}_2\text{O}_3}{2 \text{ kmol N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{76 \text{ kg N}_2\text{O}_3}{1 \text{ kmol N}_2\text{O}_3} = 593\,750 \text{ kg N}_2\text{O}_3$$

2.59. A partir de la siguiente reacción:



Determinar la cantidad de etileno que se puede producir a partir de 75 g de carburo de calcio.

**Paso 1** Calcular los pesos moleculares:

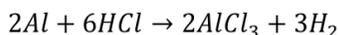
$$\mathcal{M}_{\text{CaC}_2} = 64 \text{ g/mol}; \mathcal{M}_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Realizar cálculos estequiométricos:

$$75 \text{ g CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{64 \text{ g CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} \cdot \frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 30,47 \text{ g C}_2\text{H}_2$$

2.60. Una lámina de Al mide 10,25cm x 5,50cm x 0,601mm, se hacen reaccionar con ácido clorhídrico, si la densidad del aluminio es de 2,70 g/mL, calcular la cantidad en gramos y moléculas de hidrógeno que se producirá (Rosenberg. 2009).

**Paso 1** Igualar la ecuación:



**Paso 2** Determinar los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{\text{Al}} = 26,98 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar los cálculos estequiométricos:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho \cdot V = 2,70 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} (10,25 \text{ cm} \cdot 5,50 \text{ cm} \cdot 0,0601 \text{ cm}) = 9,15 \text{ g Al}$$

$$9,15 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,02 \text{ g H}_2$$

$$9,15 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 3,06 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2$$

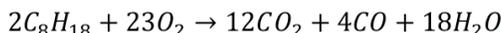
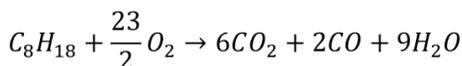
2.61. La combustión incompleta de gasolina (octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), genera un 25 % de CO proveniente de todo el carbono de la molécula original, escriba la reacción igualada, sabiendo que sus productos son  $\text{CO}_2$ , CO y agua, si se quemaron 15 g de gasolina, calcular las moléculas de CO generadas.

Primero escribimos la ecuación igualada para la relación CO:  $\text{CO}_2$  indicada:

$$8\text{C} = 100\%; 2\text{C} = 25\%$$

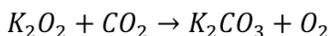


Ajustamos el oxígeno:



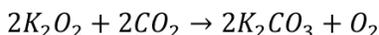
$$15 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO}{1 \text{ mol } CO} \\ = 1,58 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO$$

**2.62.** Se tiene la reacción:



Determinar los moles de oxígeno que se pueden producir a partir de 156 g dióxido de carbono, las moléculas de oxígeno que se producirán por cada miligramo de peróxido de potasio que se consume.

**Paso 1** Igualar la ecuación:



**Paso 2** Determinar los pesos moleculares de los implicados:

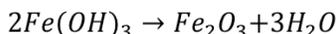
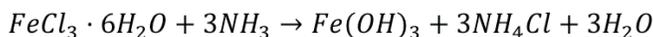
$$\mathcal{M}_{K_2O_2} = 110,2 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{O_2} = 32 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar los cálculos estequiométricos:

$$156 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } CO_2} = 1,77 \text{ mol } O_2$$

$$1 \text{ mg } K_2O_2 \cdot \frac{0,001 \text{ mol } K_2O_2}{110,2 \text{ mg } K_2O_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } K_2O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \\ 2,73 \cdot 10^{18} \text{ moléculas } O_2$$

**2.63.** A partir del siguiente proceso consecutivo:



Calcular la cantidad de óxido férrico que se producen de 6,67 gramos del cloruro férrico hexahidratado.

**Paso 1** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{FeCl_3 \cdot 6H_2O} = 270,35 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{Fe_2O_3} = 159,7 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Realizar cálculos estequiométricos:

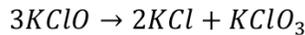
$$6,67 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{270,35 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe(OH)}_3}{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe(OH)}_3} \cdot \frac{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 1,97 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

**2.64.** La preparación del perclorato de potasio ocurre por una serie de reacciones químicas que se muestran a continuación:



Calcular la cantidad de cloro requerido para la producción de 100 g de perclorato de potasio.

**Paso 1** Igualar las ecuaciones:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{\text{KClO}_4} = 138,6 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{Cl}_2} = 71 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$100 \text{ g KClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138,6 \text{ g KClO}_4} \cdot \frac{4 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol KClO}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol KClO}}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol KClO}} \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 204,91 \text{ g Cl}_2$$

**2.65.** Un elemento A tiene una masa atómica de 33,42 g/mol, cuando 27,22 g de A reaccionan con 84,10 g de otro elemento, B, producen el compuesto AB. determinar la masa atómica de B.

$$27,22 \text{ g A} \cdot \frac{1 \text{ mol A}}{33,42 \text{ g A}} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{1 \text{ mol A}} = 0,81 \text{ mol B}$$

$$\text{masa atómica} = \frac{\text{peso gramos B}}{\text{moles de B}} = \frac{84,10 \text{ g}}{0,81 \text{ mol}} = 103,83 \text{ g/mol}$$

**2.66.** En una refinería petrolera se produce la siguiente reacción:



Determinar el porcentaje de cambio en la masa que experimentará un reactor sabiendo que solo el hidrógeno pasa a estado gaseoso.

**Paso 1** Determinar los pesos moleculares de los implicados:

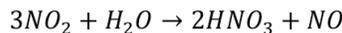
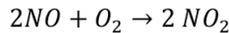
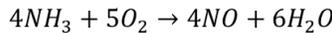
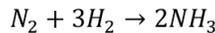
$$\mathcal{M}_{C_7H_{14}} = 98 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{C_7H_8} = 92 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Realizar el cálculo:

$$\Delta masa = \frac{masa^\circ - masa f}{masa^\circ} 100\%$$

$$\Delta masa = \frac{98 \text{ g} - 92 \text{ g}}{98 \text{ g}} \cdot 100\% = 6,12\%$$

**2.67.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Determinar la cantidad de  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$ , para producir un kg de ácido nítrico.

$$1 \text{ kg } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ kmol } HNO_3}{63 \text{ kg } HNO_3} \cdot \frac{3 \text{ kmol } NO_2}{2 \text{ kmol } HNO_3} \cdot \frac{2 \text{ kmol } NO}{2 \text{ kmol } NO_2} \cdot \frac{5 \text{ kmol } O_2}{4 \text{ kmol } NO} \cdot \frac{32 \text{ kg } O_2}{1 \text{ kmol } O_2} = 0,95 \text{ kg } O_2$$

$$1 \text{ kg } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ kmol } HNO_3}{63 \text{ kg } HNO_3} \cdot \frac{3 \text{ kmol } NO_2}{2 \text{ kmol } HNO_3} \cdot \frac{2 \text{ kmol } NO}{2 \text{ kmol } NO_2} \cdot \frac{4 \text{ kmol } NH_3}{4 \text{ kmol } NO} \cdot \frac{3 \text{ kmol } H_2}{2 \text{ kmol } NH_3} \cdot \frac{2 \text{ kg } H_2}{1 \text{ kmol } H_2} = 0,071 \text{ kg } H_2$$

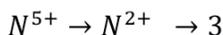
$$1 \text{ kg } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ kmol } HNO_3}{63 \text{ kg } HNO_3} \cdot \frac{3 \text{ kmol } NO_2}{2 \text{ kmol } HNO_3} \cdot \frac{2 \text{ kmol } NO}{2 \text{ kmol } NO_2} \cdot \frac{4 \text{ kmol } NH_3}{4 \text{ kmol } NO} \cdot \frac{1 \text{ kmol } N_2}{2 \text{ kmol } NH_3} \cdot \frac{28 \text{ kg } N_2}{1 \text{ kmol } N_2} = 0,33 \text{ kg } N_2$$

**2.68.** Al reaccionar estaño con ácido nítrico, el estaño se oxida a dióxido de estaño y se desprende monóxido de nitrógeno, a) escribir la ecuación ajustada de esta reacción, b) si el estaño forma parte de una aleación y de 1 kg de aleación se obtienen 0,382 kg de dióxido de estaño, hallar el porcentaje de estaño en la aleación.



a)

*REDOX*



Para igualar el oxígeno debemos añadir agua en los productos:



3-Sn-3

4-N-4

4-H-4

12-O-12

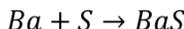
b)

$$M_{Sn} = 118,71 \text{ g/mol} \quad M_{SnO_2} = 150,71 \text{ g/mol}$$

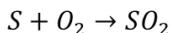
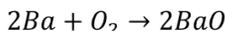
$$0,382 \text{ kg } SnO_2 \cdot \frac{1 \text{ kmol } SnO_2}{150,71 \text{ kg } SnO_2} \cdot \frac{3 \text{ kmol } Sn}{3 \text{ kmol } SnO_2} \cdot \frac{118,71 \text{ kg } Sn}{1 \text{ kmol } Sn} = 0,3009 \text{ kg } Sn$$

$$\%_{Sn} = \frac{0,3009}{1} \cdot 100\% = 30,09\%$$

**2.69.** Considere la siguiente reacción:



95 g bario y 50 g de azufre reaccionan con oxígeno, solo 65,15 g BaS son obtenidos, calcular los gramos de BaO y SO<sub>2</sub> son generados.



$$65,15 \text{ g } BaS \cdot \frac{1 \text{ mol } BaS}{169,33 \text{ g } BaS} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ba}{1 \text{ mol } BaS} \cdot \frac{137,3 \text{ g } Ba}{1 \text{ mol } Ba} = 52,83 \text{ g } Ba$$

$$65,15 \text{ g } BaS \cdot \frac{1 \text{ mol } BaS}{169,33 \text{ g } BaS} \cdot \frac{1 \text{ mol } S}{1 \text{ mol } BaS} \cdot \frac{32 \text{ g } S}{1 \text{ mol } S} = 12,31 \text{ g } S$$

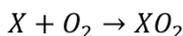
$$95 - 52,83 \text{ g } Ba = 42,17 \text{ g } Ba$$

$$42,17 \text{ g } Ba \cdot \frac{1 \text{ mol } Ba}{137,33 \text{ g } Ba} \cdot \frac{2 \text{ mol } BaO}{2 \text{ mol } Ba} \cdot \frac{153,3 \text{ g } BaO}{1 \text{ mol } BaO} = 47,07 \text{ g } BaO$$

$$50 - 12,31 \text{ g S} = 37,69 \text{ g S}$$

$$37,69 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{64 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 75,38 \text{ g SO}_2$$

**2.70.** Si 20 g de una sustancia elemental X reaccionan estequiométricamente con oxígeno y se forman 28 g del compuesto  $XO_2$ , calcular el peso atómico de X.



$$\mathcal{M}_X = a \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{O_2} = 32 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{XO_2} = a + 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa}_X + \text{masa}_{O_2} = \text{masa}_{XO_2}$$

$$20 \text{ g X} + \text{masa}_{O_2} = 28 \text{ g } XO_2$$

$$\text{masa}_{O_2} = 8 \text{ g } O_2$$

$$8 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 0,25 \text{ mol } O_2 \quad \therefore \text{ las moles de X son } 0,25 \text{ mol}$$

$$\mathcal{M}_X = \frac{\text{peso de la muestra}}{\text{moles de la muestra}} = \frac{20 \text{ g}}{0,25 \text{ mol}} = 80 \text{ g/mol} = \text{Br}$$

**2.71.** Cuando reaccionan 5 g del compuesto  $XO_2$  con ácido clorhídrico, se obtienen 7,2414 g de  $XCl_2$ . Determinar: a) el número de átomos de X en la masa de  $XCl_2$  formada, b) las moles de  $XO_2$  que contienen 4,5 g de X. Los otros productos de la reacción son cloro gaseoso y agua.

$$\mathcal{M}_{XO_2} = a + 32 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{XCl_2} = a + 71 \text{ g/mol}$$



**Paso 1** Planteamos un sistema de ecuaciones:

$$\mathcal{M}_{XO_2} = \frac{5 \text{ g}}{\text{mol } XO_2} \quad a + 32 \text{ g/mol} = \frac{5 \text{ g}}{\text{mol } XO_2} \quad (1)$$

$$\mathcal{M}_{XCl_2} = \frac{7,2414 \text{ g}}{\text{mol } XCl_2} \quad a + 71 \text{ g/mol} = \frac{7,2414 \text{ g}}{\text{mol } XCl_2}$$

La reacción química no indica una relación molar 1:1 entre  $XCl_2 = XO_2$

$$\mathcal{M}_{XCl_2} = \frac{7,2414 \text{ g}}{\text{mol } XCl_2} \quad a + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{7,2414 \text{ g}}{\text{mol } XCl_2} = \frac{7,2414 \text{ g}}{\text{mol } XO_2}$$

$$\therefore \text{ mol } XO_2 = \frac{7,2414 \text{ g}}{a + 71 \text{ g/mol}} \quad (2)$$

**Paso 2** Resolvemos el sistema de ecuaciones y determinamos el valor de a:

$$a + 32g/mol = \frac{5g}{\frac{7,2414g}{a + 71g/mol}} = \frac{5g(a + 71g/mol)}{7,2414g} = \frac{5a g + 355g/mol}{7,2414g}$$

$$7,2414a + 231,72g/mol = 5a + 355g/mol$$

$$7,2414a - 5a = 355g/mol - 231,72g/mol$$

$$2,2414a = 123,28g/mol$$

$$a = \frac{123,28g/mol}{2,2414} = 55g/mol = \mathcal{M}_X$$

**Paso 3** Resolvemos el ejercicio:

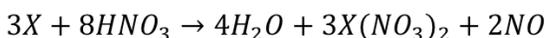
$$\mathcal{M}_{XO_2} = 55g/mol + 32g/mol = 87g/mol$$

$$\mathcal{M}_{XCl_2} = 55g/mol + 71g/mol = 126g/mol$$

$$7,2414g XCl_2 \cdot \frac{1mol XCl_2}{126g XCl_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } XCl_2}{1mol XCl_2} \cdot \frac{1 \text{ átomo } X}{1 \text{ molécula } XCl_2} = 3,46 \cdot 10^{22} \text{ átomos } X$$

$$4,5g X \cdot \frac{87g XO_2}{55g X} \cdot \frac{1mol XO_2}{87g XO_2} = 0,082mol XO_2$$

**2.72.** Cuando se hacen reaccionar 1,89g del metal X con ácido nítrico,  $HNO_3$ , se obtienen 5,58g de  $X(NO_3)_2$  y 0,595g de NO. Determinar: a) el número de átomos de X que reaccionaron b) la masa de ácido que se necesitó. El otro producto de la reacción es agua.



$$\mathcal{M}_{X(NO_3)_2} = a + 124g/mol \quad \mathcal{M}_X = a$$

$$\mathcal{M}_{HNO_3} = 63g/mol \quad \mathcal{M}_{NO} = 30g/mol$$

**Paso 1** Planteamos un sistema de ecuaciones:

$$\mathcal{M}_{X(NO_3)_2} = \frac{5,58g}{mol X(NO_3)_2} \quad a + 124 = \frac{5,58g}{mol X(NO_3)_2} \quad (1)$$

$$\mathcal{M}_X = \frac{1,89g}{mol X} \quad a = \frac{1,89g}{mol X}$$

La reacción química no indica una relación molar 1:1 entre  $X(NO_3)_2 = X$

$$a = \frac{1,89 \text{ g}}{\text{mol } X(NO_3)_2} \quad \text{mol } X(NO_3)_2 = \frac{1,89 \text{ g}}{a} \quad (2)$$

**Paso 2** Resolvemos el sistema de ecuaciones y determinamos el valor de a:

$$a + 124 \text{ g/mol} = \frac{5,58 \text{ g}}{\frac{1,89 \text{ g}}{a}} = \frac{5,58a}{1,89}$$

$$1,89a + 234,36 \text{ g/mol} = 5,58a$$

$$5,58a - 1,89a = 234,36 \text{ g/mol}$$

$$3,69a = 234,36$$

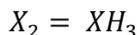
$$a = \frac{234,36 \text{ g/mol}}{3,69} = 63,51 \text{ g/mol} = \text{Cu}$$

**Paso 3** Resolvemos el ejercicio:

$$1,89 \text{ g } X \cdot \frac{1 \text{ mol } X}{63,51 \text{ g } X} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } X}{1 \text{ mol } X} = 1,79 \cdot 10^{22} \text{ átomos } X$$

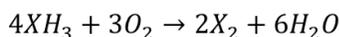
$$1,89 \text{ g } X \cdot \frac{1 \text{ mol } X}{63,51 \text{ g } X} \cdot \frac{8 \text{ mol } HNO_3}{3 \text{ mol } x} \cdot \frac{63 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 5 \text{ g}$$

**2.73.** En la combustión de 13,6 g del compuesto  $XH_3$  se producen 8,96 litros del gas  $X_2$  medido en condiciones normales y agua. Determine: a) el peso atómico de X b) el número de moléculas de agua que se forman. Sugerencia para transformar de volumen a moles, use la siguiente ecuación:



$$\text{moles} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V(L)}{375 \text{ K} \left(0,082057 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right)}$$

$$\mathcal{M}_{XH_3} = a + 3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \mathcal{M}_{X_2} = 2a$$



$$\text{moles} = \frac{1 \text{ atm} \cdot (8,96L)}{273 \text{ K} \cdot \left(0,082057 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right)} = 0,40 \text{ mol } X_2$$

La reacción química no indica una relación molar entre  $2X_2 = XH_3$

$$2 (\text{mol } X_2) = \text{mol } XH_3$$

$$2(0,40 \text{ mol } X_2) = \text{mol } XH_3$$

$$\text{mol } XH_3 = 0,8 \text{ mol}$$

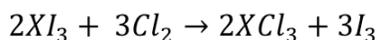
$$\mathcal{M}_{XH_3} = \frac{13,6 \text{ g}}{\text{mol } XN_3} \quad a + 3 = \frac{13,6 \text{ g}}{0,8 \text{ mol}} = 17 \text{ g/mol}$$

$$a + 3 = 17 \text{ g/mol} \quad a = 14 \text{ g/mol} \quad \therefore X = 14 \text{ g/mol} = N$$

$$\mathcal{M}_{XH_3} = 17 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{X_2} = 28 \text{ g/mol}$$

$$0,40 \text{ mol } X_2 \cdot \frac{6 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } X_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 7,23 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O$$

**2.74.** El elemento X es un metal que forma cloruros y yoduro, cuando el yoduro reacciona con una corriente de cloro ocurre una reacción de desplazamiento como se muestra a continuación:



Si 0,5 g de  $XI_3$  producen 0,236 g de  $XCl_3$ , identifique que elemento es X.

$$n_{XI_3} = n_{XCl_3}$$

$$\frac{W_{XI_3}}{\mathcal{M}_{XI_3}} = \frac{W_{XCl_3}}{\mathcal{M}_{XCl_3}}$$

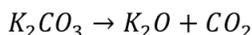
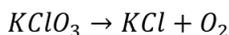
$$\frac{0,5 \text{ g}}{\mathcal{M}_{metal} + (3 \cdot 126,9) \text{ g/mol}} = \frac{0,236 \text{ g}}{\mathcal{M}_{metal} + (3 \cdot 35,5) \text{ g/mol}}$$

$$0,5 \mathcal{M}_{metal} + 53,25 \text{ g/mol} = 0,236 \mathcal{M}_{metal} + 89,85 \text{ g/mol}$$

$$0,264 \mathcal{M}_{metal} = 36,6 \text{ g/mol}$$

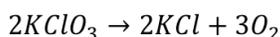
$$\mathcal{M}_{metal} = \frac{36,6 \text{ g/mol}}{0,264} = 138,64 \text{ g/mol} = La$$

**2.75.** Una mezcla de KCl,  $KClO_3$ ,  $KHCO_3$  y  $K_2CO_3$  se calienta para producir  $CO_2$ ,  $O_2$  y  $H_2O$  según las siguientes reacciones químicas:



El KCl no reacciona, si 100 g de muestra generan 1,8 g agua, 13,20 g de dióxido de carbono y 4 g de oxígeno, calcular la composición de cada sal en la muestra (Chang & Goldsby, 2016).

Igualamos las reacciones:





$$4 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{122,5 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol } KClO_3} = 10,2 \text{ g } KClO_3$$

$$1,8 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol } KHCO_3}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{100 \text{ g } KHCO_3}{1 \text{ mol } KHCO_3} = 20 \text{ g } KHCO_3$$

Ahora se calcula la cantidad de dióxido de carbono que corresponden al  $KHCO_3$

$$1,8 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 8,8 \text{ g } CO_2$$

De la cantidad original de  $CO_2$  restamos lo que corresponde al  $KHCO_3$

$$13,2 - 8,8 = 4,4 \text{ g } CO_2$$

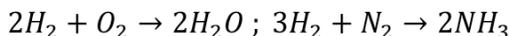
$$4,4 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2CO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{138 \text{ g } K_2CO_3}{1 \text{ mol } K_2CO_3} = 13,8 \text{ g } K_2CO_3$$

$$\%_{K_2CO_3} = \frac{13,8 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot 100\% = 13,8 \%$$

$$\%_{KHCO_3} = 20 \% \quad \%_{KClO_3} = 10,2 \% \quad \%_{KCl} = 56 \%$$

**2.76.** Determinar la composición de una mezcla de aire e  $H_2$  requerido para consumir el oxígeno y formar agua, la cantidad de hidrógeno restante sea estequiométrica para producir amoníaco con el nitrógeno del aire, *sugerencia* la composición porcentual del aire es 21 % O y 79 % N (Ibarz. 1964).

**Paso 1** Escribir las reacciones igualadas:



**Paso 2** Desarrollar una relación a través, de la composición porcentual:

$$V_{aire} = V_{N_2} + V_{O_2}$$

$$V_{O_2} = 0,21V_{aire}$$

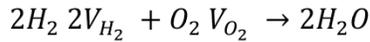
$$V_{N_2} = 0,79V_{aire}$$

$$V_{H_2 \text{ total}} = V_{H_2} + V_{H_2 \text{ exceso}}$$

$$V_{H_2} = \text{volumen hidrógeno que reaccionará con el oxígeno}$$

$$V_{H_2 \text{ exceso}} = \text{volumen de hidrógeno que reaccionará con el nitrógeno}$$

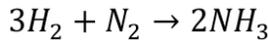
**Paso 3** Con la ley de volúmenes de Gay-Lussac (no recomendado en ingeniería química)



**Esta parte es complicada de entender:** nótese que se requieren 2 volúmenes de hidrógeno por cada 1 volumen de oxígeno, es decir que el **volumen de hidrógeno es el doble** que el volumen de oxígeno en el reactor:

$$V_{H_2} = 2V_{O_2} = 2(0,21 V_{aire}) = 0,41 V_{aire}$$

Para el  $V_{H_2 \text{exceso}}$



El volumen de hidrógeno en el reactor es 3 veces mayor al volumen de nitrógeno:

$$V_{H_2} = 3V_{N_2} = 3 \cdot (0,79V_{aire}) = 2,37V_{aire}$$

**Paso 4** Calcular el porcentaje de la mezcla:

$$\begin{aligned} \%_{H_2} &= \frac{V_{H_2 \text{ total}}}{V_{H_2 \text{ total}} + V_{aire}} \cdot 100\% = \frac{V_{H_2} + V_{H_2 \text{exceso}}}{V_{H_2} + V_{H_2 \text{exceso}} + V_{aire}} \cdot 100\% \\ \%_{H_2} &= \frac{0,41V_{aire} + 2,37V_{aire}}{0,41V_{aire} + 2,37V_{aire} + V_{aire}} \cdot 100\% = \frac{V_{aire}(0,41 + 2,37)}{V_{aire}(0,41 + 2,37 + 1)} \cdot 100\% \\ \%_{H_2} &= \frac{2,78}{3,78} \cdot 100\% = 73,54\% \\ \%_{aire} &= 100 - \%_{H_2} = 26,46\% \end{aligned}$$

**2.77.** Una mezcla salina es analizada, se determinó que 1 g contiene, 0,529 gramos de nitrato, 0,2014 g de bromuro y 0,171 g de calcio y 0,0986 g potasio, calcular la composición de la mezcla.

**Paso 1** Calcula los pesos moleculares de las cuatro sales posibles:

$$\begin{aligned} \mathcal{M}_{KBr} &= 119 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{KNO_3} &= 101 \text{ g/mol} \\ \mathcal{M}_{CaBr_2} &= 200 \text{ g/mol} & \mathcal{M}_{Ca(NO_3)_2} &= 164 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

**Paso 2** Calcula las composiciones porcentuales de cada sal:

Para KBr:

$$\begin{aligned} \%_K &= \frac{39}{119} \cdot 100\% = 32,77\% & \%_{Br} &= \frac{80}{119} \cdot 100\% = 67,23\% \end{aligned}$$

Para  $KNO_3$ :

$$\%_K = \frac{39}{101} \cdot 100\% = 38,61\% \quad \%_{NO_3} = \frac{14 + (16 \cdot 3)}{101} \cdot 100\% = 61,39\%$$

Para  $CaBr_2$ :

$$\%_{Ca} = \frac{40}{200} \cdot 100\% = 20\% \quad \%_{Br} = \frac{160}{200} \cdot 100\% = 80\%$$

Para  $Ca(NO_3)_2$ :

$$\%_{Ca} = \frac{40}{164} \cdot 100\% = 24,39\% \quad \%_{NO_3} = \frac{2[14 + (16 \cdot 3)]}{164} \cdot 100\% = 75,61\%$$

**Paso 3** Calcula las composiciones porcentuales de cada sal en la muestra analizada:

$8KBr=0,2014+0,0986=0,3g$ ;

$$\%_K = \frac{0,0986}{0,3} \cdot 100\% = 32,87\% \text{ ¡ coincide! la sal es } KBr$$

$$\%_{Br} = \frac{0,2014}{0,3} \cdot 100\% = 67,13\%$$

$$Ca(NO_3)_2 = 0,171 + 0,529 = 0,7 \text{ g}$$

$$\%_{Ca} = \frac{0,171 \text{ g}}{0,7 \text{ g}} \cdot 100\% = 24,43\%$$

$$\%_{NO_3} = \frac{0,529 \text{ g}}{0,7 \text{ g}} \cdot 100\% = 75,57\%$$

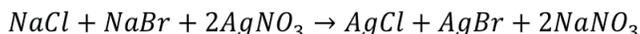
**Paso 4** Calcula las composiciones porcentuales final en la muestra:

$$\%_{KBr} = \frac{0,0986 \text{ g} + 0,2014 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 100\% = 30\%$$

$$\%_{Ca(NO_3)_2} = 100\% - 30\% = 70\%$$

**2.78.** Se añaden 0,756 g de una mezcla de NaBr y NaCl producen 1,617 g de una mezcla de cloruro de plata y bromuro de plata, determinar la composición de la mezcla (Ibarz. 1964).

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Pesos moleculares de cada implicado:

$$\mathcal{M}_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{NaBr} = 102,9 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{AgCl} = 143,38 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{AgBr} = 187,78 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Se determinan relaciones entre los datos del ejercicio y realizamos cálculos:

Se sabe:

$$0,756 \text{ g} = \text{Masa}_{NaCl} + \text{Masa}_{NaBr} \quad \text{Masa}_{NaBr} = (0,756 \text{ g} - \text{Masa}_{NaCl})$$

Determinamos las relaciones estequiométricas entre las sales y los precipitados:

$$\text{Masa}_{AgCl} = \text{Masa}_{NaCl} \cdot \frac{143,38 \text{ g AgCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 2,45 \text{ Masa}_{NaCl}$$

$$\text{Masa}_{AgCl} = 2,45 \text{ Masa}_{NaCl} \quad \text{Ecuación (1)}$$

Se sabe:

$$1,617 \text{ g} = \text{Masa}_{AgCl} + \text{Masa}_{AgBr} \quad \text{Masa}_{AgBr} = (1,617 \text{ g} - \text{Masa}_{AgCl})$$

$$\text{Masa}_{AgBr} = \text{Masa}_{NaBr} \cdot \frac{187,78 \text{ g AgBr}}{102,9 \text{ g NaBr}} = 1,82 \text{ Masa}_{NaBr}$$

$$\text{Masa}_{AgBr} = 1,82 \text{ Masa}_{NaBr}$$

$$(1,617 \text{ g} - \text{Masa}_{AgCl}) = 1,82(0,756 \text{ g} - \text{Masa}_{NaCl})$$

$$-\text{Masa}_{AgCl} = 1,376 \text{ g} - 1,617 \text{ g} - 1,82 \text{ Masa}_{NaCl}$$

$$\text{Masa}_{AgCl} = 0,241 \text{ g} + 1,82 \text{ Masa}_{NaCl} \quad \text{Ecuación 2}$$

Reemplazamos 1 en 2:

$$2,45 \text{ Masa}_{NaCl} = 0,241 \text{ g} + 1,82 \text{ Masa}_{NaCl}$$

$$2,45 \text{ Masa}_{NaCl} - 1,82 \text{ Masa}_{NaCl} = 0,241 \text{ g}$$

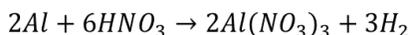
$$0,63 \text{ Masa}_{NaCl} = 0,241 \text{ g}$$

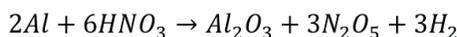
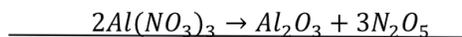
$$\text{Masa}_{NaCl} = \frac{0,241 \text{ g}}{0,63} = 0,383$$

$$\%_{NaCl} = \frac{0,383 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} = 0,51$$

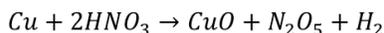
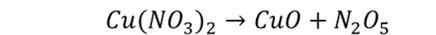
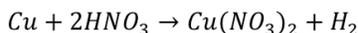
**2.79.** Se tiene una aleación compuesta de cobre y aluminio, 0,852 g de muestra son disueltos con ácido nítrico, posteriormente, las sales formadas se calcinan para formar 1,5660 g de una mezcla de óxido de aluminio y óxido cúprico, calcular la composición de la aleación.

Para el Aluminio:





Para el Cobre:



Ahora se procede a obtener relaciones de masa:

$$0,852 = masa_{Al} + masa_{Cu}; \quad masa_{Cu} = 0,852 - masa_{Al} \quad (1)$$

$$1,566 = masa_{Al_2O_3} + masa_{CuO}; \quad masa_{CuO} = 1,5660 - masa_{Al_2O_3} \quad (2)$$

Procedemos a buscar una relación entre la masa del óxido de aluminio y el aluminio:

$$M_{Al} = 27 \text{ g/mol} \quad M_{Al_2O_3} = 101,96 \text{ g/mol}$$

$$masa_{Al_2O_3} = masa_{Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2O_3}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{101,96 \text{ g Al}_2O_3}{1 \text{ mol Al}_2O_3} = 1,89 masa_{Al}$$

$$masa_{Al_2O_3} = 1,89 masa_{Al}$$

Ahora partimos de la siguiente expresión:

$$M_{Cu} = 63,54 \text{ g/mol} \quad M_{CuO} = 79,54 \text{ g/mol}$$

$$masa_{CuO} = masa_{Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuO}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{79,54 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol CuO}} = 1,25 masa_{Cu}$$

$$masa_{CuO} = 1,25 masa_{Cu}$$

Reemplazamos 1 y 2 en la expresión anterior:

$$1,566 \text{ g} - masa_{Al_2O_3} = 1,25 \cdot (0,852 \text{ g} - masa_{Al})$$

$$1,566 \text{ g} - masa_{Al_2O_3} = 1,065 \text{ g} - 1,25 masa_{Al}$$

$$1,566 \text{ g} - 1,065 \text{ g} = masa_{Al_2O_3} - 1,25 masa_{Al}$$

$$0,501 \text{ g} = masa_{Al_2O_3} - 1,25 masa_{Al}$$

Se procede a reemplazar las ecuaciones en verde:

$$0,501 \text{ g} = 1,89 masa_{Al} - 1,25 masa_{Al}$$

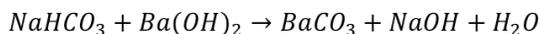
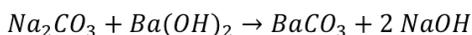
$$0,501 \text{ g} = 0,64 masa_{Al}$$

$$masa_{Al} = \frac{0,501 \text{ g}}{0,64 \text{ g}} = 0,783 \text{ g}$$

$$\%_{Al} = \frac{0,783 \text{ g}}{0,852 \text{ g aleación}} \cdot 100\% = 91,9\%$$

$$\%_{Cu} = 100\% - \%_{Al} = 100\% - 91,9\% = 8,1\%$$

**2.80.** Se dispone de una mezcla de hidrogenocarbonato de sodio y carbonato de sodio, con un peso total de 1,0235 g. Cuando la mezcla se disuelve en agua y se trata con hidróxido de bario, se produce en ambos casos carbonato de bario, la masa total de carbonato de bario es 2,1028 g, a continuación, se muestran las reacciones químicas implicadas:



Determinar la composición de la mezcla.

**Paso 1** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{Na_2CO_3} = 106 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{NaHCO_3} = 84 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{BaCO_3} = 197,36 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Realizar una relación matemática para resolver el problema:

$$1,0235 \text{ g} = Masa_{Na_2CO_3} + Masa_{NaHCO_3} \quad (1)$$

**Paso 3** Realizar los cálculos estequiométricos:

Calculamos la masa de carbonato de bario proveniente del carbonato de sodio:

$$\begin{aligned} masa \text{ BaCO}_3 &= Masa_{Na_2CO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2CO_3}{106 \text{ g Na}_2CO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ mol Na}_2CO_3} \cdot \frac{197,36 \text{ g BaCO}_3}{1 \text{ mol BaCO}_3} \\ &= 1,86 \text{ Masa}_{Na_2CO_3} \end{aligned}$$

Calculamos la masa del carbonato de bario proveniente del hidrógeno carbonato de sodio.

$$\begin{aligned} masa \text{ BaCO}_3 &= Masa_{NaHCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \cdot \frac{197,36 \text{ g BaCO}_3}{1 \text{ mol BaCO}_3} \\ &= 2,35 \text{ Masa}_{NaHCO_3} \end{aligned}$$

$$2,1028 \text{ g} = Masa_{BaCO_3}$$

$$2,1028 \text{ g} = 2,35 \text{ Masa}_{NaHCO_3} + 1,86 \text{ Masa}_{Na_2CO_3} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$1,0235 - Masa_{Na_2CO_3} = Masa_{NaHCO_3}$$

$$2,1028 \text{ g} = 2,35 Masa_{NaHCO_3} + 1,86 Masa_{Na_2CO_3}$$

$$2,1028 \text{ g} = 2,35 \text{ g} \cdot (1,0235 - Masa_{Na_2CO_3}) + 1,86 Masa_{Na_2CO_3}$$

$$2,1028 \text{ g} = 2,4052 \text{ g} - 2,35 Masa_{Na_2CO_3} + 1,86 Masa_{Na_2CO_3}$$

$$2,1028 \text{ g} - 2,4052 \text{ g} = -2,35 Masa_{Na_2CO_3} + 1,86 Masa_{Na_2CO_3}$$

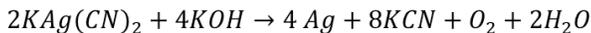
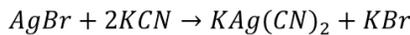
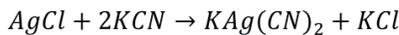
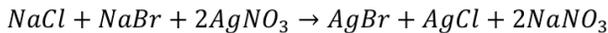
$$-0,3024 \text{ g} = -0,49 Masa_{Na_2CO_3}$$

$$Masa_{Na_2CO_3} = \frac{-0,3024 \text{ g}}{-0,49} = 0,6171 \text{ g}$$

$$\%_{Na_2CO_3} = \frac{0,6171 \text{ g}}{1,0235 \text{ g}} \cdot 100\% = 60,29\%$$

$$\%_{NaHCO_3} = 100\% - \%_{Na_2CO_3} = 39,71\%$$

**2.81.** Se tiene una muestra de 3,5084 g de una mezcla de cloruro de sodio y bromuro de sodio, esta se precipita con nitrato de plata para formar bromuro y cloruro de plata, la mezcla de AgCl y AgBr se disuelve con cianuro de potasio y luego se recupera como plata metálica mediante el siguiente proceso:



La plata pura obtenida pesó 5,5028 g, calcula la composición de la muestra inicial.

**Paso 1** calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol} \quad M_{NaBr} = 102,9 \text{ g/mol} \quad M_{Ag} = 107,88 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** realizar una relación matemática para resolver el problema:

$$3,5084 \text{ g} = Masa_{NaCl} + Masa_{NaBr} \quad (1)$$

$$5,5028 \text{ g} = Masa_{Ag}$$

**Paso 3** realizar los cálculos estequiométricos:

Calculamos la masa de plata proveniente del cloruro de sodio:

$$\begin{aligned} \text{masa Ag} &= \text{Masa}_{\text{NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol g KAg(CN)}_2}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \\ &\cdot \frac{4 \text{ mol Ag}}{4 \text{ mol g KAg(CN)}_2} \cdot \frac{107,88 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} \end{aligned}$$

Calculamos la masa de plata proveniente del bromuro de sodio.

$$\begin{aligned} \text{masa Ag} &= \text{Masa}_{\text{NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{102,9 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol g KAg(CN)}_2}{1 \text{ mol AgBr}} \cdot \\ &\cdot \frac{4 \text{ mol Ag}}{4 \text{ mol g KAg(CN)}_2} \cdot \frac{107,88 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 1,05 \text{ Masa}_{\text{NaBr}} \\ 5,5028 \text{ g} &= \text{Masa}_{\text{Ag}} \end{aligned}$$

$$5,5028 \text{ g} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} + 1,05 \text{ Masa}_{\text{NaBr}} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$3,5084 \text{ g} - \text{Masa}_{\text{NaBr}} = \text{Masa}_{\text{NaCl}}$$

$$5,5028 \text{ g} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} + 1,05 \text{ Masa}_{\text{NaBr}}$$

$$5,5028 \text{ g} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} + 1,05 \cdot (3,5084 \text{ g} - \text{Masa}_{\text{NaCl}})$$

$$5,5028 \text{ g} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} + 3,6838 \text{ g} - 1,05 \text{ Masa}_{\text{NaCl}}$$

$$5,5028 \text{ g} - 3,6838 \text{ g} = 1,84 \text{ Masa}_{\text{NaCl}} - 1,05 \text{ Masa}_{\text{NaCl}}$$

$$1,819 \text{ g} = 0,79 \text{ Masa}_{\text{NaCl}}$$

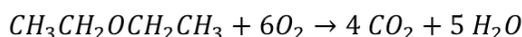
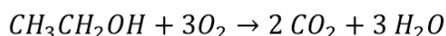
$$\text{Masa}_{\text{NaCl}} = \frac{1,819 \text{ g}}{0,79} = 2,3025 \text{ g}$$

$$\%_{\text{NaCl}} = \frac{2,3025 \text{ g}}{3,5084 \text{ g}} \cdot 100\% = 65,63\%$$

$$\%_{\text{NaBr}} = 100\% - \%_{\text{NaCl}} = 34,37\%$$

**2.82.** Se tiene una mezcla de etanol y etoxietano (diethyl éter), cuando se combustiona de manera completa 1,005 g de mezcla se produce 1,963 g de dióxido de carbono, calcular la composición de la mezcla.

**Paso 1** Escribir las ecuaciones igualadas:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares de los implicados:

$$\mathcal{M}_{CO_2} = 44 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CH_3CH_2OH} = 46 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CH_3CH_2OCH_2CH_3} = 74 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar una relación matemática para resolver el problema:

$$1,005 \text{ g} = \text{Masa}_{alcohol} + \text{Masa}_{éter} \quad (1)$$

$$\text{Masa}_{éter} = 1,005 \text{ g} - \text{Masa}_{alcohol}$$

$$1,963 \text{ g} = \text{Masa}_{CO_2}$$

**Paso 4** Realizar los cálculos estequiométricos:

Calculamos la masa de  $CO_2$  proveniente del alcohol:

$$\begin{aligned} \text{masa } CO_2 &= \text{Masa}_{alcohol} \cdot \frac{1 \text{ mol alcohol}}{46 \text{ g alcohol}} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol alcohol}} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \\ &= 1,91 \text{Masa}_{alcohol} \end{aligned}$$

Calculamos la masa de  $CO_2$  proveniente del éter.

$$\text{masa } CO_2 = \text{Masa}_{éter} \cdot \frac{1 \text{ mol éter}}{74 \text{ g éter}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol éter}} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,38 \text{Masa}_{éter}$$

$$1,963 \text{ g} = \text{Masa}_{CO_2}$$

$$1,963 \text{ g} = 1,91 \text{Masa}_{alcohol} + 2,38 \text{Masa}_{éter} \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$1,963 \text{ g} = 1,91 \text{Masa}_{alcohol} + 2,38 \text{Masa}_{éter}$$

$$1,963 \text{ g} = 1,91 \text{Masa}_{alcohol} + 2,38 \cdot (1,005 \text{ g} - \text{Masa}_{alcohol})$$

$$1,963 \text{ g} = 1,91 \text{Masa}_{alcohol} + 2,392 - 2,38 \text{Masa}_{alcohol}$$

$$1,963 \text{ g} - 2,392 = 1,91 \text{Masa}_{alcohol} - 2,38 \text{Masa}_{alcohol}$$

$$-0,429 \text{ g} = -0,47 \text{Masa}_{alcohol}$$

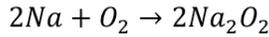
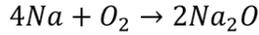
$$\text{Masa}_{alcohol} = \frac{-0,429 \text{ g}}{-0,47} = 0,913 \text{ g}$$

$$\%_{alcohol} = \frac{0,913 \text{ g}}{1,005 \text{ g}} \cdot 100\% = 90,85\%$$

$$\%_{éter} = 100\% - \%_{NaCl} = 9,15\%$$

**2.83.** Reaccionan 10 g de Na con oxígeno molecular para generar 13,83 g de una mezcla de peróxido de sodio y óxido de sodio, calcular la composición de la mezcla.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Pesos moleculares de cada implicado:

$$\mathcal{M}_{Na_2O_2} = 78 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{Na_2O} = 62 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{Na} = 23 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Se determinan relaciones entre los datos del ejercicio y realizamos cálculos:

Se sabe:

$$13,83 \text{ g} = \text{Masa}_{Na_2O_2} + \text{Masa}_{Na_2O}$$

$$13,83 \text{ g} = X + Y \quad (1)$$

$$10 \text{ g} = \text{Masa}_{Na \rightarrow Na_2O_2} + \text{Masa}_{Na \rightarrow Na_2O}$$

$$\text{Masa}_{Na \rightarrow Na_2O_2} = X \text{ g } Na_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2O_2}{78 \text{ g } Na_2O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } Na}{2 \text{ mol } Na_2O_2} \cdot \frac{23 \text{ g } Na}{1 \text{ mol } Na} = \frac{23X}{78} \text{ g } Na$$

$$\text{Masa}_{Na \rightarrow Na_2O} = Y \text{ g } Na_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2O}{62 \text{ g } Na_2O} \cdot \frac{4 \text{ mol } Na}{2 \text{ mol } Na_2O} \cdot \frac{23 \text{ g } Na}{1 \text{ mol } Na} = \frac{46Y}{31} \text{ g } Na$$

$$10 \text{ g} = \frac{23X}{78} \text{ g } Na + \frac{46Y}{31} \text{ g } Na \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$10 \text{ g} = \frac{23X}{78} + \frac{46(13,83 \text{ g} - X)}{31}$$

$$10 \text{ g} = \frac{23X}{78} + \frac{636,18 \text{ g}}{31} - \frac{46X}{31}$$

$$10 \text{ g} - \frac{636,18 \text{ g}}{31} = \frac{23X}{78} - \frac{46X}{31}$$

$$-10,52 \text{ g} = -1,19X$$

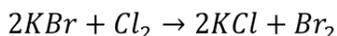
$$X = \text{Masa}_{Na_2O_2} = 8,84 \text{ g}$$

$$\%_{Na_2O_2} = \frac{8,84 \text{ g}}{13,83 \text{ g}} \cdot 100\% = 63,92 \%$$

$$\%_{Na_2O} = 100\% - \%_{Na_2O_2} = 36,08 \%$$

**2.84.** 3,595 g de una mezcla de KCl y KBr se hacen reaccionar con  $\text{Cl}_2$  después de consumirse todo el KBr, se obtienen 3,129 g de KCl, determinar la composición inicial de la muestra.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Pesos moleculares de cada implicado:

$$\mathcal{M}_{\text{KBr}} = 118,9 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{KCl}} = 74,5 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Se determinan relaciones entre los datos del ejercicio y realizamos cálculos:

Se sabe:

$$3,595 \text{ g} = \text{Masa}_{\text{KCl}} + \text{Masa}_{\text{KBr}}$$

$$3,595 \text{ g} = X + Y \quad (1)$$

$$3,129 \text{ g} = \text{Masa}_{\text{KCl}} + \text{Masa}_{\text{KCl} \rightarrow \text{KBr}}$$

$$\text{Masa}_{\text{KCl} \rightarrow \text{KBr}} = Y \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{118,9 \text{ g KBr}} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,63Y \text{ g KCl}$$

$$3,129 \text{ g} = X + 0,63Y \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$3,595 \text{ g} = X + Y$$

$$3,129 \text{ g} = 3,595 \text{ g} - Y + 0,63Y$$

$$3,129 \text{ g} - 3,595 \text{ g} = -Y + 0,63Y$$

$$-0,466 \text{ g} = -0,37Y$$

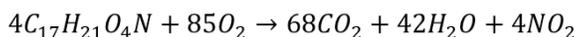
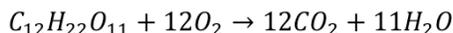
$$Y = \text{Masa}_{\text{KBr}} = 1,259 \text{ g}$$

$$\%_{\text{KBr}} = \frac{1,259}{3,595} \cdot 100\% = 35,02\%$$

$$\%_{\text{KCl}} = 100\% - \%_{\text{KBr}} = 64,98\%$$

**2.85.** 1 mg de una mezcla de azúcar ( $\text{C}_6\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) y cocaína ( $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N}$ ) es quemada generando 1  $\text{cm}^3$  de  $\text{CO}_2$  de densidad 1,8 g/L, determinar el porcentaje de cocaína en la muestra.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Pesos moleculares de cada implicado:

$$\mathcal{M}_{C_6H_{22}O_{11}} = 342 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{C_{17}H_{21}O_4N} = 303 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Se determinan relaciones entre los datos del ejercicio y realizamos cálculos:

Se sabe:

$$1 \text{ mg} = \text{Masa}_{C_6H_{22}O_{11}} + \text{Masa}_{C_{17}H_{21}O_4N}$$

$$1 = X + Y \quad (1)$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2 \cdot \frac{1,8 \text{ g CO}_2}{1000 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mg CO}_2}{1 \text{ g CO}_2} = 1,8 \text{ mg CO}_2$$

$$1,8 \text{ mg} = \text{Masa}_{CO_2 \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11}} + \text{Masa}_{CO_2 \rightarrow C_{17}H_{21}O_4N}$$

$$\text{Masa}_{C_{17}H_{21}O_4N \rightarrow CO_2}$$

$$= Y \text{ g } C_{17}H_{21}O_4N \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{17}H_{21}O_4N}{303 \text{ g } C_{17}H_{21}O_4N} \cdot \frac{68 \text{ mol CO}_2}{4 \text{ mol } C_{17}H_{21}O_4N} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$= 2,47Y \text{ g CO}_2$$

$$\text{Masa}_{C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow CO_2} = X \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{12 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$= 1,54X \text{ g CO}_2$$

$$1,8 \text{ mg} = 1,54X + 2,47Y \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$1,8 \text{ mg} = 1,54X + 2,47 \cdot (1 \text{ mg} - X)$$

$$1,8 \text{ mg} - 2,47 \text{ mg} = 1,54X - 2,47X$$

$$-0,67 \text{ mg} = -0,93X$$

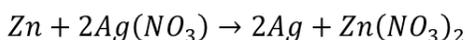
$$X = \text{Masa}_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,72 \text{ mg}$$

$$\%_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{0,72 \text{ mg}}{1 \text{ mg}} \cdot 100\% = 72\%$$

$$\%_{C_{17}H_{21}O_4N} = 100\% - \%_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 28\%$$

**2.86.** Cuando se colocaron 2,50 g de una barra de zinc en una disolución de  $AgNO_3$ , se formó plata metálica sobre la superficie de la barra. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 3,37 g, calcule la masa de Ag y Zn metálicos presentes (Chang & Goldsby, 2016).

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$2,5 \text{ g} = W_{Zn \text{ inicial}}$$

$$3,37 \text{ g} = W_{Zn \text{ final}} + W_{Ag} \quad (1)$$

$$W_{Zn \text{ final}} = W_{Zn \text{ inicial}} - W_{Zn \rightarrow Ag} \quad (2)$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{Zn \rightarrow Ag} = W_{Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,88 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{65,38 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,303W_{Ag}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones

$$3,37 \text{ g} = W_{Zn \text{ final}} + W_{Ag}$$

$$3,37 \text{ g} = W_{Zn \text{ inicial}} - W_{Zn \rightarrow Ag} + W_{Ag}$$

$$3,37 \text{ g} = 2,5 \text{ g} - 0,303W_{Ag} + W_{Ag}$$

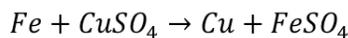
$$3,37 \text{ g} - 2,5 \text{ g} = -0,303W_{Ag} + W_{Ag}$$

$$0,87 = 0,697W_{Ag}$$

$$W_{Ag} = 1,25 \text{ g} \therefore W_{Zn} = 3,37 \text{ g} - 1,25 \text{ g} = 2,12 \text{ g}$$

**2.87.** Cuando se colocaron 2,37 g de una barra de hierro en una disolución de  $\text{CuSO}_4$ , se formó cobre metálico sobre la superficie de la barra y la solución se tornó verde y todo el cobre de la solución inicial se consumió. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 2,41 g, calcule la masa de Cu y Fe metálicos presentes.

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$2,37 \text{ g} = W_{Fe \text{ inicial}}$$

$$2,41 \text{ g} = W_{Fe \text{ final}} + W_{Cu} \quad (1)$$

$$W_{Fe \text{ final}} = W_{Fe \text{ inicial}} - W_{Fe \rightarrow Cu} \quad (2)$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{Fe \rightarrow Cu} = W_{Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{55,84 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,88W_{Cu}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones

$$2,41 \text{ g} = W_{Fe \text{ final}} + W_{Cu}$$

$$2,41 \text{ g} = W_{Fe \text{ inicial}} - W_{Fe \rightarrow Cu} + W_{Cu}$$

$$2,41 \text{ g} = 2,37 \text{ g} - 0,88W_{Cu} + W_{Cu}$$

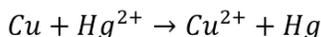
$$2,41 \text{ g} - 2,37 \text{ g} = -0,88W_{Cu} + W_{Cu}$$

$$0,04 \text{ g} = 0,12W_{Cu}$$

$$W_{Cu} = 0,33 \text{ g} \therefore W_{Fe} = 2,41 \text{ g} - 0,33 \text{ g} = 2,07 \text{ g}$$

**2.88.** Cuando se colocaron 2,39 g de una moneda de cobre en una disolución de  $Hg^{2+}$ , se formó una capa fina de mercurio sobre la superficie de la moneda. Después de cierto tiempo, la moneda se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la moneda fue de 3,37 g, calcule la masa de Hg y Cu metálicos presentes.

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$2,39 \text{ g} = W_{Cu \text{ inicial}}$$

$$3,37 \text{ g} = W_{Cu \text{ final}} + W_{Hg} \quad (1)$$

$$W_{Cu \text{ final}} = W_{Cu \text{ inicial}} - W_{Cu \rightarrow Hg} \quad (2)$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{Cu \rightarrow Hg} = W_{Hg} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}}{200,59 \text{ g Hg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Hg}} \cdot \frac{63,54 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,32W_{Hg}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones

$$3,37 \text{ g} = W_{Cu \text{ final}} + W_{Hg}$$

$$3,37 \text{ g} = W_{Cu \text{ inicial}} - W_{Cu \rightarrow Hg} + W_{Hg}$$

$$3,37 \text{ g} = 2,39 \text{ g} - 0,32W_{Hg} + W_{Hg}$$

$$3,37 \text{ g} - 2,39 \text{ g} = -0,32W_{Hg} + W_{Hg}$$

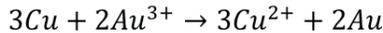
$$0,98 \text{ g} = 0,68W_{Hg}$$

$$W_{Hg} = 1,44 \text{ g} \therefore W_{Cu} = 3,37 - 1,44 = 1,93 \text{ g}$$

**2.89.** Cuando se colocaron 2,50 g de una pieza de cobre para joyería en una disolución de  $AuCl_3$ , se formó oro metálico sobre la superficie de la pieza. Después

de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la pieza fue de 3,17 g, calcule la masa de Au y Cu metálicos presentes.

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$2,50 \text{ g} = W_{\text{Cu inicial}}$$

$$3,17 \text{ g} = W_{\text{Cu final}} + W_{\text{Au}} \quad (1)$$

$$W_{\text{Cu final}} = W_{\text{Cu inicial}} - W_{\text{Cu} \rightarrow \text{Au}} \quad (2)$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{\text{Cu} \rightarrow \text{Au}} = W_{\text{Au}} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{196,9 \text{ g Au}} \cdot \frac{3 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol Au}} \cdot \frac{63,54 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,48W_{\text{Au}}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones

$$3,17 \text{ g} = W_{\text{Cu final}} + W_{\text{Au}}$$

$$3,17 \text{ g} = W_{\text{Cu inicial}} - W_{\text{Cu} \rightarrow \text{Au}} + W_{\text{Au}}$$

$$3,17 \text{ g} = 2,5 \text{ g} - 0,48W_{\text{Au}} + W_{\text{Au}}$$

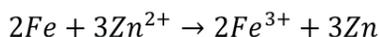
$$3,17 \text{ g} - 2,5 \text{ g} = -0,48W_{\text{Au}} + W_{\text{Au}}$$

$$0,67 \text{ g} = 0,52W_{\text{Au}}$$

$$W_{\text{Au}} = 1,29 \text{ g} \therefore W_{\text{Cu}} = 3,17 \text{ g} - 1,29 \text{ g} = 1,88 \text{ g}$$

**2.90.** La galvanización es un proceso donde un metal más reactivo recubre la superficie de otro metal más noble para protegerlo de la corrosión. Cuando se colocaron 2,50 g de una pieza de hierro para cadenas en una disolución de  $\text{ZnCl}_2$  y se aplicó corriente eléctrica, se formó zinc metálico sobre la superficie de la pieza. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la pieza fue de 3,17 g, calcule la masa de Fe y Zn metálicos presentes, posteriormente la pieza se dejó en una cámara rica en oxígeno hasta que se tornó de color blanco por la formación de una capa protectora de óxido de zinc la pieza pesó 3,35 g, calcular la masa del ZnO y del Zn en la pieza galvanizada. *Sugerencia el hierro pasa a 3+* (Chang & Goldsby, 2016)

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$2,50 \text{ g} = W_{Fe \text{ inicial}}$$

$$3,17 \text{ g} = W_{Fe \text{ final}} + W_{Zn} \quad (1)$$

$$W_{Fe \text{ final}} = W_{Fe \text{ inicial}} - W_{Fe \rightarrow Zn} \quad (2)$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{Fe \rightarrow Zn} = W_{Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{55,84 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,57 W_{Zn}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones

$$3,17 \text{ g} = W_{Fe \text{ final}} + W_{Zn}$$

$$3,17 \text{ g} = W_{Fe \text{ inicial}} - W_{Fe \rightarrow Zn} + W_{Zn}$$

$$3,17 \text{ g} = 2,5 \text{ g} - 0,57W_{Zn} + W_{Zn}$$

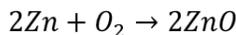
$$3,17 \text{ g} - 2,5 \text{ g} = -0,57W_{Zn} + W_{Zn}$$

$$0,67 \text{ g} = 0,43W_{Zn}$$

$$W_{Zn} = 1,56 \text{ g} \therefore W_{Fe} = 3,17 \text{ g} - 1,56 \text{ g} = 1,61 \text{ g}$$

Para el ZnO.

Escribimos la reacción igualada:



Desarrollamos un sistema de ecuaciones con los datos entregados:

$$1,56 \text{ g} = W_{Zn \text{ inicial}}$$

$$(W_{Total} - W_{Fe}) \text{ g} = W_{Zn \text{ final}} + W_{ZnO}$$

$$(3,35 - 1,61) \text{ g} = W_{Zn \text{ final}} + W_{ZnO} \quad (1)$$

$$1,74 \text{ g} = W_{Zn \text{ final}} + W_{ZnO}$$

$$W_{Zn \text{ final}} = W_{Zn \text{ inicial}} - W_{Zn \rightarrow ZnO} \quad (2)$$

$$W_{Zn \text{ final}} = 1,56 \text{ g} - W_{Zn \rightarrow ZnO}$$

Encontramos una relación estequiométrica para el sistema de ecuaciones:

$$W_{Zn \rightarrow ZnO} = W_{ZnO} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81,38 \text{ g ZnO}} \cdot \frac{2 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{65,38 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,80 W_{ZnO}$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$\begin{aligned}
 1,74 \text{ g} &= W_{Zn \text{ final}} + W_{ZnO} \\
 1,74 \text{ g} &= W_{Zn \text{ inicial}} - W_{Zn \rightarrow ZnO} + W_{ZnO} \\
 1,74 \text{ g} &= 1,56 \text{ g} - 0,80 W_{ZnO} + W_{ZnO} \\
 1,74 \text{ g} - 1,56 \text{ g} &= -0,80 W_{ZnO} + W_{ZnO} \\
 0,18 \text{ g} &= 0,20 W_{ZnO} \\
 W_{ZnO} = 0,90 \text{ g} \therefore W_{Zn} &= 1,74 \text{ g} - 0,90 = 0,84 \text{ g} \\
 W_{ZnO} &= 0,9 \\
 W_{Zn} &= 0,84 \\
 W_{Fe} &= 1,61
 \end{aligned}$$

### Estequiometría con reactivo limitante

**2.91.** Cuando se calienta cobre con azufre se produce sulfuro cuproso, cuando se mezclan 100 g de cobre con 50 g de azufre, determinar el reactivo limitante, la cantidad de sulfuro cuproso que se puede producir.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

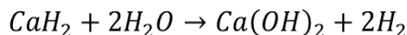
$$M_{Cu} = 63,54 \text{ g/mol} \quad M_{Cu_2S} = 159,08 \text{ g/mol} \quad M_S = 32 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$\begin{aligned}
 50 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{159,08 \text{ g Cu}_2\text{S}}{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}} &= 248,56 \text{ g Cu}_2\text{S} \\
 100 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}}{2 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{159,08 \text{ g Cu}_2\text{S}}{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}} &= 125,18 \text{ g Cu}_2\text{S}
 \end{aligned}$$

Según estos cálculos, **el Cu es el reactivo limitante**, ya que determina la cantidad mínima de producto que se puede producir con 125,18 g CuS.

**2.92.** A partir de la siguiente reacción:



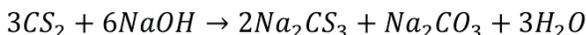
Si 0,82 mol de hidruro de calcio reaccionan con 1,54 mol de agua, determinar el reactivo limitante, los gramos de hidrógeno y las moléculas de hidrógeno que se producirán.

Por simple inspección se puede ver que el agua es el reactivo limitante:

$$1,54 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 3,08 \text{ g } H_2$$

$$1,54 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 9,27 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2$$

**2.93.** A partir de la siguiente reacción:



Calcular los gramos de  $Na_2CS_3$  que se producen al reaccionar 92,5 mL de  $CS_2$  sabiendo que su densidad es de 1,26 g/mL con 2,78 mol de hidróxido de sodio.

$$92,5 \text{ mL } CS_2 \cdot \frac{1,26 \text{ g } CS_2}{1 \text{ mL } CS_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CS_2}{76,14 \text{ g } CS_2} = 1,53 \text{ mol } CS_2$$

$$92,5 \text{ mL } CS_2 \cdot \frac{1,26 \text{ g } CS_2}{1 \text{ mL } CS_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CS_2}{76,14 \text{ g } CS_2} \cdot \frac{6 \text{ mol } NaOH}{3 \text{ mol } CS_2} = 3,06 \text{ mol } NaOH$$

El Reactivo limitante es el NaOH:

$$2,78 \text{ mol } NaOH \cdot \frac{2 \text{ mol } Na_2CS_3}{6 \text{ mol } NaOH} \cdot \frac{154,2 \text{ g } Na_2CS_3}{1 \text{ mol } Na_2CS_3} = 142,89 \text{ g } Na_2CS_3$$

$$1,53 \text{ mol } CS_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } Na_2CS_3}{3 \text{ mol } CS_2} \cdot \frac{154,2 \text{ g } Na_2CS_3}{1 \text{ mol } Na_2CS_3} = 157,28 \text{ g } Na_2CS_3$$

**2.94.** A partir de la siguiente reacción:



Calcular el rendimiento de la reacción cuando 0,4935 mol de hidróxido de sodio reaccionan con 7,81 g de óxido de aluminio si se obtuvieron 28,2 g de  $Na_3AlF_6$  (Petrucci et al. 2017).

$$7,81 \text{ g } Al_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2O_3}{101,96 \text{ g } Al_2O_3} \cdot \frac{6 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } Al_2O_3} = 0,46 \text{ mol } NaOH$$

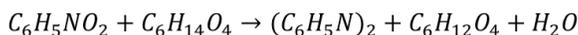
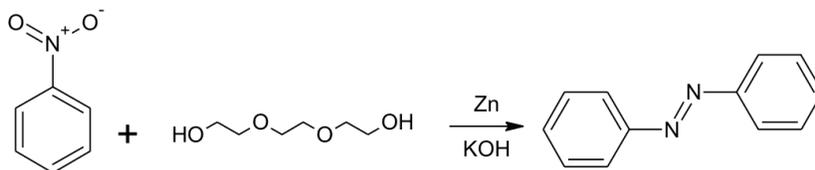
El  $Al_2O_3$  es el reactivo limitante, calculamos la cantidad teórica de  $Na_3AlF_6$ :

$$7,81 \text{ g } Al_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2O_3}{101,96 \text{ g } Al_2O_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } Na_3AlF_6}{1 \text{ mol } Al_2O_3} \cdot \frac{209,94 \text{ g } Na_3AlF_6}{1 \text{ mol } Na_3AlF_6} = 32,16 \text{ g } Na_3AlF_6$$

Calculamos el rendimiento de la reacción:

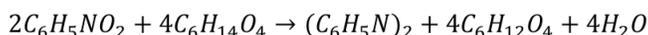
$$\text{Rendimiento} = \frac{28,2 \text{ g}}{32,16 \text{ g}} \cdot 100 = 87,69\%$$

2.95. A partir de la siguiente reacción:



Igual la ecuación, si 116 mL de nitrobenzono, de densidad 1,20 g/mL reaccionan con 0,3 litros de trietilenglicol de densidad 1,12 g/mL producen 55 g de azobenceno, calcular el rendimiento de la reacción, el reactivo limitante y las moléculas de azobenceno (Petrucci et al. 2017).

**Paso 1** Igualar la reacción:



**Paso 2** Cálculo del reactivo limitante:

$$300 \text{ mL } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{1,12 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{14}O_4}{150,2 \text{ g } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{4 \text{ mol } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{123,1 \text{ g } C_6H_5NO_2}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,20 \text{ g}}$$

$$= 114,74 \text{ mL } C_6H_5NO_2$$

$C_6H_{14}O_4$  es el reactivo limitante:

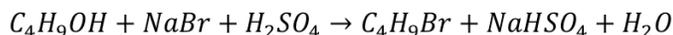
$$300 \text{ mL } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{1,12 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{14}O_4}{150,2 \text{ g } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } (C_6H_5N)_2}{4 \text{ mol } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{182,2 \text{ g } (C_6H_5N)_2}{1 \text{ mol } (C_6H_5N)_2}$$

$$= 101,90 \text{ g } (C_6H_5N)_2$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{55 \text{ g}}{101,90 \text{ g}} \cdot 100 = 53,97\%$$

$$55 \text{ g } (C_6H_5N)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } (C_6H_5N)_2}{182,2 \text{ g } (C_6H_5N)_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } (C_6H_5N)_2} = 1,82 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

2.96. A partir de la siguiente reacción:



Calcular el reactivo limitante, el rendimiento teórico y el número de moléculas de  $C_4H_9Br$  cuando 15 g del alcohol reaccionan 22,4 g de bromuro de sodio y 17,9 mL del ácido sulfúrico al 98 % de pureza y de densidad 1,84 g/mL produciendo 17,1 g de  $C_4H_9Br$ .

**Paso 1** Determinar los pesos moleculares de cada implicado:

$$\mathcal{M}_{C_4H_9OH} = 74 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{NaBr} = 102,9 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol} \quad M_{C_4H_9Br} = 137 \text{ g/mol}$$

**Paso 2** Determinar la cantidad real del ácido sulfúrico a partir de la pureza y densidad:

$$17,9 \text{ mL } H_2SO_4 \cdot \frac{1,84 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mL } H_2SO_4} \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4 \text{ puro}}{100 \text{ g } H_2SO_4} = 32,28 \text{ g } H_2SO_4 \text{ puro}$$

**Paso 3** Determinar el reactivo limitante:

Una forma alternativa de calcular el reactivo limitante es determinar el producto teórico cuando se tiene más de dos reactivos:

$$32,28 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9Br}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,33 \text{ mol } C_4H_9Br$$

$$22,4 \text{ g } NaBr \cdot \frac{1 \text{ mol } NaBr}{102,9 \text{ g } NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9Br}{1 \text{ mol } NaBr} = 0,22 \text{ mol } C_4H_9Br$$

$$15 \text{ g } C_4H_9OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9OH}{74,12 \text{ g } C_4H_9OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9Br}{1 \text{ mol } C_4H_9OH} = 0,20 \text{ mol } C_4H_9Br$$

El reactivo que genere menor cantidad de producto es el reactivo limitante, por lo tanto, el  $C_4H_9OH$  es el reactivo que limita la reacción.

**Paso 4** Determinar el rendimiento de la reacción:

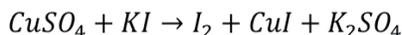
$$15 \text{ g } C_4H_9OH \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9OH}{74,12 \text{ g } C_4H_9OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9Br}{1 \text{ mol } C_4H_9OH} \cdot \frac{137 \text{ g } C_4H_9Br}{1 \text{ mol } C_4H_9Br} = 27,73 \text{ g } C_4H_9Br$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{17,1 \text{ g } C_4H_9Br}{27,73 \text{ g } C_4H_9Br} \cdot 100\% = 61,67\%$$

**Paso 5** Determinar el número de moléculas de producto:

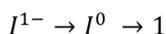
$$17,1 \text{ g } C_4H_9Br \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_9Br}{137 \text{ g } C_4H_9Br} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } C_4H_9Br} = 7,52 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

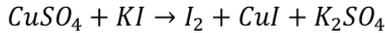
**2.97.** Al reaccionar 20 g de sulfato de cobre(II) con 30 g de yoduro de potasio se obtienen yodo, yoduro de cobre(I) y sulfato de potasio. Se pide: a) ajuste las reacciones correspondientes. b) El peso de yoduro de cobre(I) que se formará:



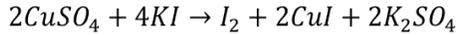
a)

REDOX





Se procede a igualar el yodo y el potasio si se tiene un número impar se trata de multiplicar por 2 para que se pueda igualar, si tengo 3 yodos ( $\text{I}_2$  y  $\text{CuI}$ , al  $\text{CuI}$  lo multiplicamos por 2 y reajustamos toda la ecuación)



b)

$$\mathcal{M}_{\text{CuSO}_4} = 159,5 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{KI}} = 165,6 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{CuI}} = 190,45 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,5 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{4 \text{ mol KI}}{2 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{165,6 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 41,53 \text{ g KI}$$

$$30 \text{ g KI} \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{165,6 \text{ g KI}} \cdot \frac{2 \text{ mol CuI}}{4 \text{ mol KI}} \cdot \frac{190,45 \text{ g CuI}}{1 \text{ mol CuI}} = 17,25 \text{ g CuI}$$

El reactivo limitante es el K, por lo tanto, la cantidad de yoduro de cobre (I) formada será 17,25 g.

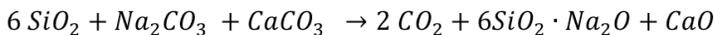
### Estequiometría con pureza

**2.98.** La fórmula del vidrio comercial es  $6\text{SiO}_2 \cdot \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO}$ , calcule el porcentaje de arena, carbonato de sodio y carbonato de calcio que se requiere para la preparación del material (Rosenberg. 2009).

Primer paso se determina el peso molecular:

$$\mathcal{M}_{\text{SiO}_2} = 60,09 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$$

Segundo paso se escribe la reacción, se iguala y se calcula la masa de cada reactivo:



Se determina la masa total de los reactivos, esta será la masa que corresponde al 100 %:

$$\text{masa total de los reactivos} = (6 \cdot 60,09) + 106 + 100 = 566,54 \text{ g}$$

Finalmente se calcula el porcentaje de cada componente de la mezcla:

$$\%_{\text{SiO}_2} = \frac{6 \cdot 60,09 \text{ g}}{566,54 \text{ g}} \cdot 100\% = 63,64\%$$

$$\%_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{106 \text{ g}}{566,54 \text{ g}} \cdot 100\% = 18,71\%$$

$$\%_{CaCO_3} = \frac{100 \text{ g}}{566,54 \text{ g}} \cdot 100\% = 17,65\%$$

**2.99.** A partir de la siguiente reacción:

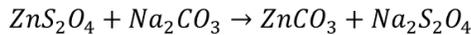
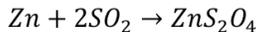


Determinar la pureza del carbonato de calcio si 3,28 g de una muestra produce 0,981 g de dióxido de carbono al reaccionar con HCl.

$$0,981 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 2,23 \text{ g } CaCO_3$$

$$\%_{CaCO_3} = \frac{2,23}{3,28} \cdot 100\% = 68\% CaCO_3$$

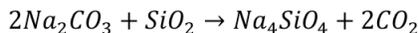
**2.100.** A través del siguiente proceso:



El  $Na_2S_2O_4$  es 90% puro, determine la cantidad de  $Na_2S_2O_4$  impuro se puede producir a partir de 100 T de Zn.

$$100 \text{ T Zn} \cdot \frac{1 \text{ Mmol Zn}}{65,38 \text{ T Zn}} \cdot \frac{1 \text{ Mmol ZnS}_2\text{O}_4}{1 \text{ Mmol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ Mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_4}{1 \text{ Mmol ZnS}_2\text{O}_4} \cdot \frac{174 \text{ T Na}_2\text{S}_2\text{O}_4}{1 \text{ Mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_4} \cdot \frac{100 \text{ T Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \text{ impuro}}{90 \text{ T Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \text{ puro}} = 295,71 \text{ T Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \text{ impuro}$$

**2.101.** A partir de la siguiente reacción:



Determinar la masa de  $Na_2CO_3$  que se requieren para reaccionar con 0,5 g de arena que contiene un 19,1% dióxido de silicio.

**Paso 1** Calcular los pesos moleculares:

$$\mathcal{M}_{Na_2CO_3} = 106 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{SiO_2} = 60 \text{ g/mol}$$

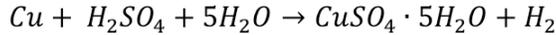
**Paso 2** Realizar cálculos estequiométricos:

$$0,5 \text{ g arena} \cdot \frac{19,1 \text{ g } SiO_2}{100 \text{ g arena}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SiO_2}{60 \text{ g } SiO_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } SiO_2} \cdot \frac{106 \text{ g } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} = 0,337 \text{ g } Na_2CO_3$$

**2.102.** Para la manufactura de sulfato de cobre se hace reaccionar cobre metálico con ácido sulfúrico concentrado, se tiene cobre puro y ácido al 97 % de pureza,

¿Cuánto ácido sulfúrico y cobre se requieren para producir 1 kg de sulfato de cobre pentahidratado?

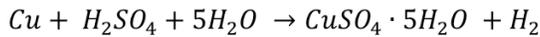
**Paso 1** Se escribe la reacción y se la iguala:



**Paso 2** Se calcula los pesos moleculares de cada reactivo y producto deseado:

$$\mathcal{M}_{Cu} = 63,54 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 249,54 \text{ g/mol}$$

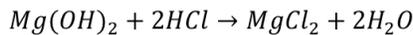


**Paso 3** Por factores de conversión se calcula la cantidad requerida:

$$1 \text{ kg } CuSO_4 \cdot 5H_2O \cdot \frac{63,54 \text{ kg } Cu}{249,54 \text{ kg } CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 0,254 \text{ kg } Cu$$

$$1 \text{ kg } CuSO_4 \cdot 5H_2O \cdot \frac{98 \text{ kg } H_2SO_{4\text{puro}}}{249,54 \text{ kg } CuSO_4 \cdot 5H_2O} \cdot \frac{100 \text{ kg } H_2SO_4}{97 \text{ kg } H_2SO_{4\text{puro}}} = 0,405 \text{ kg } H_2SO_4$$

**2.103.** Se tiene el siguiente proceso simultáneo:



Se tiene una mezcla que pesa 425 g de hidróxido de magnesio (64,8 %) y carbonato de magnesio (35,2 %), calcular los mL de ácido clorhídrico de 37 % de pureza y densidad 1,12 g/mL requeridos para consumir toda a muestra.

$$425 \text{ g muestra} \cdot \frac{64,8 \text{ g } Mg(OH)_2}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg(OH)_2}{58,3 \text{ g } Mg(OH)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g } HCl}{1 \text{ mol } HCl} = 344,84 \text{ g } HCl$$

$$425 \text{ g muestra} \cdot \frac{35,2 \text{ g } MgCO_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol } MgCO_3}{84,3 \text{ g } MgCO_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } MgCO_3} \cdot \frac{36,5 \text{ g } HCl}{1 \text{ mol } HCl} = 129,55 \text{ g } HCl$$

$$\text{masa total} = 344,84 \text{ g} + 129,55 \text{ g} = 474,39 \text{ g } HCl$$

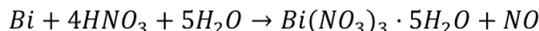
Los volúmenes en química no suelen ser aditivos, pero la masa sí.

$$474,39 \text{ g } HCl \text{ puro} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{37 \text{ g } HCl \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ mL ácido}}{1,12 \text{ g ácido}} = 1144,76 \text{ mL de ácido}$$

**2.104.** La reacción de bismuto metálico, ácido nítrico y agua producen nitrato de bismuto pentahidratado y monóxido de nitrógeno, determinar la cantidad de ácido

nítrico del **30 % de pureza** que reaccionan con 10,4 g de Bi, calcular la cantidad del nitrato que se puede preparar.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

$$\mathcal{M}_{Bi(NO_3)_3 \cdot 5H_2O} = 485 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{Bi} = 209 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{HNO_3} = 63 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

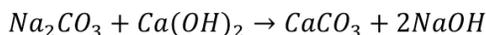
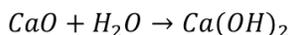
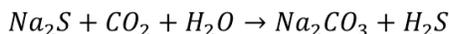
$$10,4 \text{ g Bi} \cdot \frac{1 \text{ mol Bi}}{209 \text{ g Bi}} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{30 \text{ g HNO}_3} = 41,80 \text{ g ácido impuro}$$

$$10,4 \text{ g Bi} \cdot \frac{1 \text{ mol Bi}}{209 \text{ g Bi}} \cdot \frac{1 \text{ mol Bi}(NO_3)_3 \cdot 5H_2O}{1 \text{ mol Bi}} \cdot \frac{485 \text{ g Bi}(NO_3)_3 \cdot 5H_2O}{1 \text{ mol Bi}(NO_3)_3 \cdot 5H_2O} = 24,13 \text{ g Bi}(NO_3)_3 \cdot 5H_2O$$

**2.105.** Un biocarbón tiene 1 % de azufre, para eliminar el azufre se trata el material con hidróxido de sodio, según el siguiente proceso:



Donde  $R$  representan las cadenas orgánicas en el biocarbón.



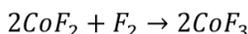
Calcular la cantidad de carbonato de sodio se debe utilizar para producir suficiente hidróxido de sodio para tratar 100 toneladas (1 T =  $10^6$  g) del carbón con 1 % de azufre (Rosenberg. 2009).

$$100 \text{ T C} \cdot \frac{1 \text{ T S}}{100 \text{ T C}} \cdot \frac{1 \text{ Mmol S}}{32 \text{ T S}} \cdot \frac{2 \text{ Mmol NaOH}}{1 \text{ Mmol S}} \cdot \frac{1 \text{ Mmol Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ Mmol NaOH}} \cdot \frac{106 \text{ T Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ Mmol Na}_2\text{CO}_3} = 3,31 \text{ T Na}_2\text{CO}_3$$

**2.106.** En la producción de teflón (polímero fluorado), se hace reaccionar polietileno con trifluoruro de cobalto según el siguiente proceso.



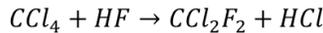
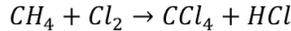
El  $CoF_3$  se regenera con la siguiente reacción:



$n$  es un coeficiente muy grande y desconocido en el ejercicio, calcular los kg de flúor molecular se consumen por cada kg de  $(CF_2)_n$  producido (Rosenberg. 2009).

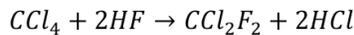
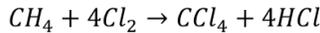
$$1 \text{ kg } CF_2 \cdot \frac{n \text{ kmol } CF_2}{50n \text{ kg } CF_2} \cdot \frac{4n \text{ kmol } CoF_3}{n \text{ kmol } CF_2} \cdot \frac{1 \text{ kmol } F_2}{2 \text{ kmol } CoF_3} \cdot \frac{1 \text{ kg } F_2}{1 \text{ kmol } F_2} = 0,04 \text{ kg } F_2$$

**2.107.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Determinar el número de moléculas de cloro que deben consumirse para producir 2,25 kg de  $CCl_2F_2$  suponga que todo el tetracloruro de carbono del primer paso se consume en el segundo.

**Paso 1** Igualamos las reacciones:



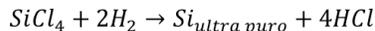
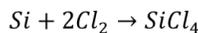
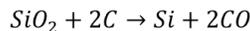
**Paso 2** Pesos moleculares:

$$M_{CCl_2F_2} = 120,91 \text{ g/mol} \quad M_{Cl_2} = 71 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Cálculos estequiométricos:

$$2 \text{ 250 g } CCl_2F_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CCl_2F_2}{120,91 \text{ g } CCl_2F_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CCl_4}{1 \text{ mol } CCl_2F_2} \cdot \frac{4 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } CCl_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 4,48 \cdot 10^{25} \text{ moléculas } Cl_2$$

**2.108.** Se tiene el siguiente proceso consecutivo:



Calcular las masas de carbono, cloro molecular e hidrógeno molecular para producir un kilogramo de silicio ultra puro.

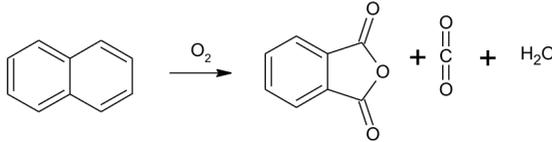
$$1 \text{ kg } Si_{ultra \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } Si_{ultra \text{ puro}}}{28,09 \text{ kg } Si_{ultra \text{ puro}}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } SiCl_4}{1 \text{ kmol } Si_{ultra \text{ puro}}} \cdot \frac{2 \text{ kmol } Cl_2}{1 \text{ kmol } SiCl_4} \cdot \frac{71 \text{ kg } Cl_2}{1 \text{ kmol } Cl_2} = 5,055 \text{ kg } Cl_2$$

$$1 \text{ kg } Si_{ultra \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } Si_{ultra \text{ puro}}}{28,09 \text{ kg } Si_{ultra \text{ puro}}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } SiCl_4}{1 \text{ kmol } Si_{ultra \text{ puro}}} \cdot \frac{2 \text{ kmol } H_2}{1 \text{ kmol } SiCl_4} \cdot \frac{2 \text{ kg } H_2}{1 \text{ kmol } H_2} = 0,142 \text{ kg } H_2$$

$$1 \text{ kg } Si_{\text{ultra puro}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } Si_{\text{ultra puro}}}{28,09 \text{ kg } Si_{\text{ultra puro}}} \cdot \frac{1 \text{ kmol } SiCl_4}{1 \text{ kmol } Si_{\text{ultra puro}}} \cdot \frac{2 \text{ kmol } C}{1 \text{ kmol } SiCl_4} \cdot \frac{12 \text{ kg } C}{1 \text{ kmol } C} = 0,854 \text{ kg } C$$

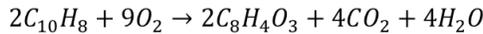
### Estequiometría con rendimiento

**2.109.** La reacción de naftaleno produce anhídrido ftálico:



Determinar las libras de anhídrido ftálico que se pueden producir a partir de 100 lb de naftaleno, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 70 %.

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



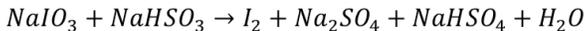
**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

$$\mathcal{M}_{C_{10}H_8} = 128 \text{ g/mol} \quad \mathcal{M}_{C_8H_4O_3} = 148 \text{ g/mol}$$

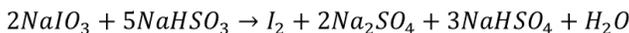
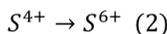
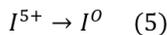
**Paso 3** Realizar cálculos estequiométricos:

$$100 \text{ lb} \cdot \frac{1\,000 \text{ g } C_{10}H_8}{2,2 \text{ lb}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{10}H_8}{128 \text{ g } C_{10}H_8} \cdot \frac{2 \text{ mol } C_8H_4O_3}{2 \text{ mol } C_{10}H_8} \cdot \frac{148 \text{ g } C_8H_4O_3}{1 \text{ mol } C_8H_4O_3} \cdot \frac{70 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} \cdot \frac{2,2 \text{ lb } C_8H_4O_3}{1\,000 \text{ g reales } C_8H_4O_3} = 80,94 \text{ lb } C_8H_4O_3$$

**2.110.** El yodo se utiliza como desinfectante y se lo puede obtener mediante la siguiente reacción:



Calcular los gramos de una muestra de yodato de sodio del 65 % en peso de pureza que se requieren para obtener 50 g de yodo si la reacción ocurre con una eficiencia del 60%. ¿Cuántos gramos de hidrógenosulfato de sodio se producen?

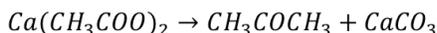
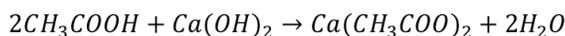


$$50 \text{ g } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } I_2}{253,8 \text{ g } I_2} \cdot \frac{100 \text{ mol teórica}}{60 \text{ mol } I_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } NaIO_3}{1 \text{ mol } I_2 \text{ teórica}} \cdot \frac{197,89 \text{ g } NaIO_3}{1 \text{ mol } NaIO_3} \cdot \frac{100 \text{ g sal}}{65 \text{ g } NaIO_3} = 199,93 \text{ g sal}$$

$$50 \text{ g } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } I_2}{253,8 \text{ g } I_2} \cdot \frac{3 \text{ mol } NaHSO_4}{1 \text{ mol } I_2} \cdot \frac{120 \text{ g } NaHSO_4}{1 \text{ mol } NaHSO_4} = 70,92 \text{ g } NaHSO_4$$

**2.111.** Cuando ácido etanoico se neutraliza con cal y posteriormente se calcinase produce 2-propanona, se conoce que el rendimiento del proceso es del 93 %, determine la cantidad de la cetona que puede obtenerse a partir de 250 kg del ácido carboxílico del 97,2 % de pureza.

**Paso 1** Se escribe las reacciones y se las iguala:

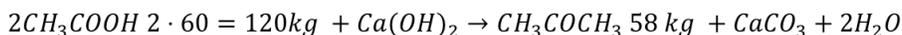


El proceso global será:



**Paso 2** Se calcula los pesos moleculares de cada reactivo y producto deseado:

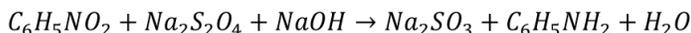
$$M_{\text{ácido}} = 60 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}} \quad M_{\text{cetona}} = 58 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$$



**Paso 3** Por factores de conversión se calcula la cantidad requerida

$$250 \text{ kg ácido}_{\text{impuro}} \cdot \frac{97,2 \text{ kg ácido}}{100 \text{ kg ácido}_{\text{impuro}}} \cdot \frac{58 \text{ kg cetona}}{120 \text{ kg ácido}} \cdot \frac{93}{100} = 109,23 \text{ kg cetona}$$

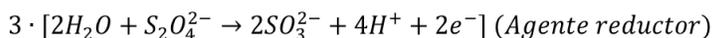
**2.112.** Se desea sintetizar 150 gramos de anilina a partir de nitrobenzono, sabiendo que solo el 80 % del nitrobenzono se transforma en anilina, calcule la masa de NaOH, y  $Na_2S_2O_4$  al 90 % de pureza, y los mililitros de nitrobenzono de densidad  $1,20 \text{ g/cm}^3$  que serán necesarios para la reacción. Identifique el agente reductor y oxidante. Calcule el número de átomos de nitrógeno contenidos en los 150 gramos de anilina y la composición porcentual de la anilina.

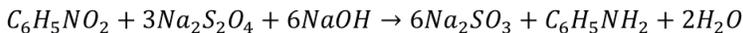
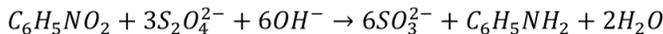
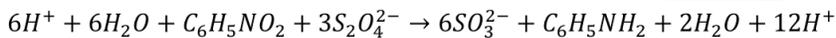
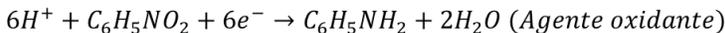


**Paso 1** Primero se iguala la ecuación:



Por ion-electrón:





**Paso 2** Cálculos estequiométricos:

$$150g C_6H_5NH_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{100 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{80 \text{ mol } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{123 \text{ g } C_6H_5NO_2}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1 \text{ mL } C_6H_5NO_2}{1,20 \text{ g } C_6H_5NO_2} \\ = 206,65 \text{ mL } C_6H_5NO_2$$

$$150g C_6H_5NH_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{100 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{80 \text{ mol } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{123 \text{ g } C_6H_5NO_2}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \\ = 247,98 \text{ g } C_6H_5NO_2$$

$$247,98g C_6H_5NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123 \text{ g } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{6 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{40 \text{ g } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} = 483,86 \text{ g } NaOH$$

$$247,98 \text{ g } C_6H_5NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123 \text{ g } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{3 \text{ mol } Na_2S_2O_4}{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{174 \text{ g } Na_2S_2O_4}{1 \text{ mol } Na_2S_2O_4} \\ \cdot \frac{100 \text{ g } Na_2S_2O_{4\text{impuro}}}{90 \text{ g } Na_2S_2O_4} = 1169,34 \text{ g } Na_2S_2O_{4\text{impuro}}$$

El número de átomos de nitrógeno en 150 g de anilina:

$$150g C_6H_5NH_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2} \cdot \frac{1 \text{ átomo de N}}{1 \text{ molécula}} \\ = 9,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Nitrógeno}$$

Fórmula porcentual:

$$\%_C \frac{6(12)}{93} \cdot 100\% = 77,42 \%$$

$$\%_N \frac{1(14)}{93} \cdot 100\% = 15,05 \%$$

$$\%_H = 100 - \%_C - \%_N = 100 - 77,42 - 15,05 = 7,53 \%$$

### Estequiometría aplicada a ciencias e ingeniería

**2.113.** (Ingeniería civil) La formulación de un concreto tiene la siguiente proporción en masa ½:1:2,14:2,61 en agua, cemento Portland, agregado fino y agregado grueso, se desea preparar 14 toneladas de concreto para una construcción, calcular la masa de cada ingrediente.

Calculamos el porcentaje de cada componente: 1 T de cemento; 0,5 T de agua; 2,14 T de agregado fino; 2,61 T de agregado grueso=6,25 T

$$\%_{\text{Cemento}} = \frac{\text{Cemento}}{\text{Concreto}} \cdot 100\% = \frac{1 T}{6,25 T} \cdot 100 = 16 \%$$

$$\%_{\text{Agua}} = \frac{0,5 T}{6,25 T} \cdot 100 = 8 \%$$

$$\%_{\text{Fino}} = \frac{2,14 T}{6,25 T} \cdot 100 = 34,24 \%$$

$$\%_{\text{Gruesa}} = \frac{2,61 T}{6,25 T} \cdot 100 = 41,76 \%$$

Calculamos la cantidad de cada componente:

$$14 T \text{ concreto} \cdot \frac{16 T \text{ cemento}}{100 T \text{ concreto}} = 2,24 T \text{ cemento}$$

$$14 T \text{ concreto} \cdot \frac{8 T \text{ agua}}{100 T \text{ concreto}} = 1,12 T \text{ cemento}$$

$$14 T \text{ concreto} \cdot \frac{34,24 T \text{ agregado fino}}{100 T \text{ concreto}} = 4,79 T \text{ cemento}$$

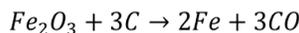
$$14 T \text{ concreto} \cdot \frac{41,76 T \text{ agregado fino}}{100 T \text{ concreto}} = 5,85 T \text{ cemento}$$

**2.114.** (Ingeniería ambiental) Un agua residual de una planta alimenticias después del tratamiento tiene un pH de 10, una muestra de (50 mL) requiere 2,1 mg de NaOH puro, el NaOH que se tiene en bodega es 75 % de pureza para neutralizar el agua residual y poder descargarla a la red pública, calcular la cantidad de NaOH grado técnico debe añadirse al agua residual para su tratamiento, sabiendo que la cisterna de homogenización es de 8 metros cúbicos.

$$8 m^3 \text{ de agua} \cdot \frac{10^6 mL}{1 m^3} \cdot \frac{2,1 mg NaOH}{50 mL} \cdot \frac{100 mg NaOH \text{ Técnico}}{75 mg NaOH \text{ puro}} \cdot \frac{1 kg NaOH}{10^6 mg} = 0,448 kg$$

**2.115.** (Industria metalúrgica) Se tiene óxido férrico impuro el cual es tratado coque (C) para formar hierro metálico y monóxido de carbono, si 938 kg del mineral producen 523 kg de hierro, determinar la pureza del óxido.

**Paso 1** Igualar la ecuación:



**Paso 2** Determinar los pesos moleculares de los implicados:

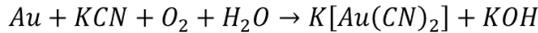
$$M_{Fe_2O_3} = 159,7 g/mol \quad M_{Fe} = 55,86 g/mol$$

**Paso 3** Realizar los cálculos estequiométricos:

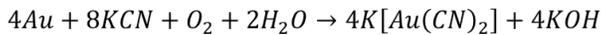
$$523 \text{ kg Fe} \cdot \frac{1 \text{ kmol Fe}}{55,86 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ kmol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ kmol Fe}} \cdot \frac{159,7 \text{ kg}}{1 \text{ kmol Fe}_2\text{O}_3} = 747,61 \text{ kg}$$

$$\%_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{\text{masa real Fe}}{\text{masa muestra}} \cdot 100\% = \frac{747,61 \text{ kg}}{938 \text{ kg}} \cdot 100 = 79,70 \%$$

**2.116.** (Industria metalúrgica) La Cianuración es el proceso preferido en Ecuador para las actividades de extracción de oro, para este proceso se utiliza cianuro de potasio:



¿Cuántas moles de cianuro de potasio se requiere para extraer 29,0 g de oro?



$$29 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197 \text{ g Au}} \cdot \frac{8 \text{ mol KCN}}{4 \text{ mol Au}} = 0,29 \text{ mol KCN}$$

**2.117.** (Industria farmacéutica) En una planta farmacéutica se desea preparar un lote de 5000 frascos de un jarabe que contiene 2,5 g amoxicilina y 2,5 g sulbactam por cada frasco, se sabe que cada frasco contiene 20 dosis de 5 mL (100 mL), la amoxicilina trihidratada equivale a 87,855 % de amoxicilina pura, el sulbactam pirroxil equivale a 66,92 % sulbactam puro, calcular la cantidad de amoxicilina trihidratada y sulbactam pirroxil que se requiere para la fabricación del lote, calcular la cantidad de amoxicilina que tendrá 1 dosis del jarabe.

Para la amoxicilina:

$$2,5\text{g} \frac{\text{amoxicilina pura}}{\text{frasco}} \cdot \frac{100 \text{ g de amoxicilina trihidratada}}{87,855 \text{ g amoxicilina pura}} \cdot 5\,000 \text{ frascos} \\ = 14\,227,99 \text{ g amoxicilina trihidratada}$$

Para el sulbactam:

$$2,5\text{g} \frac{\text{Sulbactam}}{\text{frasco}} \cdot \frac{100 \text{ g de Sulbactam pirroxil}}{66,92 \text{ g Sulbactam}} \cdot 5000 \text{ frascos} \\ = 18\,679,02 \text{ g Sulbactam pirroxil}$$

La dosis tendrá:

$$\frac{2,5 \text{ g amoxicilina pura}}{20 \text{ dosis}} \cdot \frac{1\,000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 125 \frac{\text{mg}}{5 \text{ mL}} \text{ o } 125 \frac{\text{mg}}{\text{dosis}}$$

**2.118.** (Industria farmacéutica) Se requiere fabricar 20 000 cajas x 30 tabletas de ibuprofeno, 2 500 cajas x 2 tabletas para muestra médica y el resto de la producción será cajas x 10 tabletas, la capacidad del mezclador es 300 kg, y el peso de cada tableta es 495 mg, la dosis del principio activo es 200 mg/tableta, y la pureza del

ibuprofeno a utilizar es del 97,83 %, el proceso de granulación y mezcla tiene un rendimiento de 98 %, el tableteo tiene un 2 % de pérdida, el proceso de recubrimiento tiene una eficiencia del 99,5 %. Calcular cuántos lotes se deben fabricar para cumplir con el pedido, la masa de ibuprofeno que se requiere mezclar, ¿cuál será el rendimiento real por lote?

Calculamos la cantidad real de tabletas requeridas:

$$\begin{aligned} \text{Tabletas} &= (20\,000 \cdot 30) + (2\,500 \cdot 2) = 605\,000 \text{ tabletas} \\ \frac{\text{Tabletas}}{\text{lote}} &= 300\,000 \text{ g mezcla} \cdot \frac{98 \text{ g mezcla producida}}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ tableta}}{0,495 \text{ g mezcla producida}} \\ &\cdot \frac{98 \text{ tabletas producidas}}{100 \text{ tabletas}} \cdot \frac{99,5 \text{ tabletas recubiertas}}{100 \text{ tabletas producidas}} \\ &= 579\,150,30 \text{ tabletas recubiertas} \end{aligned}$$

El resultado anterior muestra que deben prepararse 2 lotes para cumplir la entrega.

Para el primer lote:

$$\# \text{ cajas } \times 30 = \frac{579\,150,30}{30} = 19\,305,01 \text{ cajas } \times 30 \text{ tabletas}$$

Para el segundo lote se debe repartir el producto para cada presentación:

$$\# \text{ cajas } \times 30 = 20\,000 - 19\,305 = 694,99 \text{ cajas } \times 30 \text{ faltantes}$$

$$\text{Tabletas} = (694,99 \cdot 30) + (2\,500 \cdot 2) = 25\,859,70 \text{ tabletas}$$

$$\text{Tabletas sobrantes} = 579\,150,30 - 25\,859,70 \text{ tabletas} = 553\,290,60 \text{ tabletas}$$

$$\# \text{ cajas } \times 10 = \frac{553\,290,60}{10} = 55\,329,06 \text{ cajas } \times 10 \text{ tabletas}$$

Comentario: en producción farmacéutica se tiene varias presentaciones de producto, las muestras médicas son productos de que sirven para promocionar los medicamentos y su producción es pequeña, las presentaciones más grandes suelen ser producidas para hospitales y entidades públicas, mientras que el resto de presentaciones son para productos que se comercializan de forma privada.

Cálculos para el ibuprofeno:

$$\begin{aligned} \%_{\text{ibuprofeno}} &= \frac{200 \text{ mg Ibuprofeno}}{495 \text{ mg tableta}} \cdot 100\% = 40,40\% \\ 2 \text{ lotes} \cdot \frac{300 \text{ kg producto}}{1 \text{ lote}} \cdot \frac{40,40 \text{ kg Ibuprofeno}}{100 \text{ kg producto}} \cdot \frac{100 \text{ Ibuprofeno USP}}{97,83 \text{ kg Ibuprofeno}} \\ &= 247,78 \text{ kg Ibuprofeno USP} \end{aligned}$$

**2.119.** (Industria cosmética) La fórmula maestra de un jabón líquido base es: 5 % lauril sulfato de sodio, 4,5 % NaCl, 6 % glicerina, 0,001 % colorante, 1 % fragancia, 1

% conservante y 1 % EDTA. Se desea preparar 5 000 botellas de 500 mL líquido, se sabe que el rendimiento es del 96 % y la pureza del lauril sulfato de sodio es del 70% de pureza, calcular la masa del lauril sulfato que se debe pesar para la manufactura (la densidad del jabón líquido es 1,21 g/mL.)

$$5\,000 \text{ botellas reales} \cdot \frac{100 \text{ botellas teóricas}}{96 \text{ botella reales}} \cdot \frac{500 \text{ mL jabón}}{1 \text{ botella}} \cdot \frac{1,21 \text{ g jabón}}{1 \text{ mL jabón}} \cdot \frac{5 \text{ g Lauril puro}}{100 \text{ g jabón}} \cdot \frac{100 \text{ g lauril comercial}}{70 \text{ g Lauril puro}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} = 225,07 \text{ kg Lauril comercial}$$

**2.120.** (Industria cosmética) En la bodega de materias primas se tiene 6,5 toneladas de glicerina al 77 % de pureza que se encuentra a un año de caducar, por tal motivo se planifica la producción de jabón líquido para consumir toda la glicerina disponible, calcular la cantidad del resto de ingredientes para la manufactura, ¿Cuántos frascos de jabón de 500 mL se pueden fabricar? (use los datos del ejercicio anterior).

Para las botellas:

$$6,5 \text{ T glicerina USP} \cdot \frac{77 \text{ T Glicerina pura}}{100 \text{ T Glicerina USP}} \cdot \frac{100 \text{ T jabón}}{6 \text{ T glicerina}} \cdot \frac{10^6 \text{ g Jabón}}{1 \text{ T jabón}} \cdot \frac{1 \text{ mL Jabón}}{1,21 \text{ g Jabón}} \cdot \frac{1 \text{ botella teórica}}{500 \text{ mL jabón}} \cdot \frac{96 \text{ botellas reales}}{100 \text{ botellas teóricas}} = 132363,64 \text{ botellas de jabón}$$

Para el lauril:

$$6,5 \text{ T glicerina USP} \cdot \frac{77 \text{ T Glicerina pura}}{100 \text{ T Glicerina USP}} \cdot \frac{100 \text{ T jabón}}{6 \text{ T glicerina}} \cdot \frac{5 \text{ T lauril}}{100 \text{ T jabón}} \cdot \frac{100 \text{ T lauril Comercial}}{70 \text{ T lauril}} = 5,96 \text{ T de Lauril comercial}$$

Para el NaCl:

$$6,5 \text{ T glicerina USP} \cdot \frac{77 \text{ T Glicerina pura}}{100 \text{ T Glicerina USP}} \cdot \frac{100 \text{ T jabón}}{6 \text{ T glicerina}} \cdot \frac{4,5 \text{ T NaCl}}{100 \text{ T jabón}} = 3,73 \text{ T NaCl}$$

Para el colorante:

$$6,5 \text{ T glicerina USP} \cdot \frac{77 \text{ T Glicerina pura}}{100 \text{ T Glicerina USP}} \cdot \frac{100 \text{ T jabón}}{6 \text{ T glicerina}} \cdot \frac{0,001 \text{ T Color.}}{100 \text{ T jabón}} = 8,34 \cdot 10^{-4} \text{ T Colorante}$$

Para el conservante:

$$6,5 \text{ T glicerina USP} \cdot \frac{77 \text{ T Glicerina pura}}{100 \text{ T Glicerina USP}} \cdot \frac{100 \text{ T jabón}}{6 \text{ T glicerina}} \cdot \frac{1 \text{ T conser.}}{100 \text{ T jabón}} = 0,8342 \text{ T conservante}$$

Para la fragancia:

$$6,5 T \text{ glicerina USP} \cdot \frac{77 T \text{ Glicerina pura}}{100 T \text{ Glicerina USP}} \cdot \frac{100 T \text{ jabón}}{6 T \text{ glicerina}} \cdot \frac{1 T \text{ Fra.}}{100 T \text{ jabón}} = 0,8342 T \text{ fragancia}$$

Para el EDTA:

$$6,5 T \text{ glicerina USP} \cdot \frac{77 T \text{ Glicerina pura}}{100 T \text{ Glicerina USP}} \cdot \frac{100 T \text{ jabón}}{6 T \text{ glicerina}} \cdot \frac{1 T \text{ EDTA}}{100 T \text{ jabón}} = 0,8342 T \text{ EDTA}$$

**2.121.** (Ingeniería ambiental) El DQO es una medida de la cantidad de material biodegradable y no biodegradable que contiene agua, el  $\text{DBO}_5$ , por otro lado, es la medida de material que puede biodegradarse en 5 días, ambas medidas están en mg de oxígeno molecular por cada litro que se requieren para degradar la materia contaminante, un agua residual contiene 450 mg/L de DQO y 231 mg/L de  $\text{DBO}_5$ , si la cisterna de almacenamiento tiene 16 m<sup>3</sup>, calcular la cantidad de oxígeno requerido para degradar la materia biodegradable y no biodegradable contenidos en la cisterna.

Oxígeno para todo el material contaminante:

$$16 \text{ m}^3 \text{ de agua} \cdot \frac{1\,000 \text{ L agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{450 \text{ mg } O_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ kg } O_2}{10^6 \text{ mg } O_2} = 7,2 \text{ kg } O_2$$

Oxígeno para todo el material biodegradable:

$$16 \text{ m}^3 \text{ de agua} \cdot \frac{1\,000 \text{ L agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{231 \text{ mg } O_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ kg } O_2}{10^6 \text{ mg } O_2} = 3,7 \text{ kg } O_2$$

Oxígeno para todo el material no biodegradable:

$$\text{kg } O_2 = 7,2 - 3,7 = 3,5 \text{ kg } O_2$$

**2.122.** (Ingeniería ambiental) Para la extracción de cadmio de almendras de cacao, es necesario "lavar" las almendras molidas con una solución de EDTA por 60 minutos, el contenido del metal pesado en las almendras es 0,8 mg de cadmio por cada kg de almendra de cacao antes del lavado y después del tratamiento su concentración baja un 54 %, calcular cuánto cadmio se remueve de 30 kg de almendras de cacao, la normativa europea para exportación de cacao y derivados es 0,5 mg de Cd por cada kg de producto ¿el producto cumple con la normativa?

El bajó un 54 % significa  $100 - 54 = 46$  %:

$$0,8 \frac{\text{mg Cd}}{\text{kg cacao}} \cdot \frac{46 \text{ mg Cd residual}}{100 \text{ mg Cd original}} = 0,37 \frac{\text{mg Cd}}{\text{kg cacao}}$$

El producto cumple la normativa europea.

Cadmio inicial:

$$30 \text{ kg cacao} \cdot \frac{0,8 \text{ mg Cd}}{1 \text{ kg cacao}} = 24 \text{ mg Cd}$$

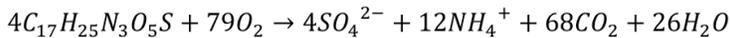
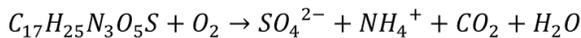
Cadmio Final:

$$30 \text{ kg cacao} \cdot \frac{0,37 \text{ mg Cd}}{1 \text{ kg cacao}} = 11,1 \text{ mg Cd}$$

Cadmio extraído:

$$\text{mg Cd} = 24 - 11,1 = 12,9 \text{ mg Cd extraído}$$

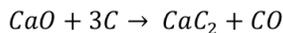
**2.123.** (Ingeniería ambiental) Un agua residual está contaminada netamente con meropenem, un antibiótico de última línea, con una concentración de 1 mg/L, calcular el DOQ teórico que tendría el agua residual considerando que toda la materia contaminante es meropenem ( $C_{17}H_{25}N_3O_5S$ , 383,46 g/mol.)



$$\begin{aligned} DQO &= 1 \frac{\text{mg Mer}}{L} \cdot \frac{1 \text{ mol Mer}}{383,46 \text{ mg Mer}} \cdot \frac{79 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol mer}} \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{1000 \text{ mg } O_2}{1 \text{ g } O_2} \\ &= 1648,15 \frac{\text{mg } O_2}{L} \end{aligned}$$

**2.124.** (Ingeniería química) Para sintetizar carburo de calcio se hacen reaccionar en un horno eléctrico carbono y óxido de calcio para generar el carburo de calcio y monóxido de carbono, en el horno el producto en mezcla resultante es 15 % óxido de calcio sin reaccionar y 85 % carburo de calcio, calcular la cantidad de óxido de calcio que se deben añadir al horno por cada 50 toneladas de carburo de calcio, realizar el mismo cálculo para 50 toneladas de producto en mezcla (Rosenberg, 2009).

**Paso 1** Escribir la reacción igualada:



**Paso 2** Calcular los pesos moleculares:

$$M_{CaO} = 56 \text{ g/mol} \quad M_{CaC_2} = 64 \text{ g/mol}$$

**Paso 3** Realizar cálculos:

$$1 T = 1 Mg$$

$$50 \text{ Mg} \cdot \frac{1 \text{ Mmol CaC}_2}{64 \text{ Mg CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ Mmol CaO}}{1 \text{ Mmol CaC}_2} \cdot \frac{56 \text{ Mg CaO}}{1 \text{ Mmol CaO}} = 43,75 \text{ Mg CaO}$$

*Masa CaO = masa añadida + masa acumulada de la reacción anterior*

$$\text{Masa CaO} = 43,75 \text{ Mg CaO} + \text{masa acumulada de la reacción anterior}$$

De la reacción anterior se tendrá 50 Toneladas del producto en mezcla:

$$\begin{aligned} \text{masa acumulada de la reacción anterior} &= 50 \text{ Mg CaC}_2 \cdot \frac{15 \text{ Mg CaO}}{85 \text{ Mg CaC}_2} \\ &= 8,82 \text{ Mg CaO} \end{aligned}$$

$$\text{Masa CaO} = 43,75 \text{ Mg CaO} + 8,82 \text{ Mg CaO} = 52,57 \text{ Toneladas de CaO}$$

### Para el cálculo número 2

$$\begin{aligned} 50 \text{ Mg Producto} \cdot \frac{85 \text{ Mg de CaC}_2}{100 \text{ Mg Producto}} \cdot \frac{1 \text{ Mmol CaC}_2}{64 \text{ Mg CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ Mmol CaO}}{1 \text{ Mmol CaC}_2} \cdot \frac{56 \text{ Mg CaO}}{1 \text{ Mmol CaO}} \\ = 37,19 \text{ T CaO} \end{aligned}$$

$$\text{Masa CaO} = \text{masa añadida} + \text{masa acumulada}$$

$$\text{Masa CaO} = 37,19 \text{ T CaO} + \text{masa acumulada}$$

De la reacción anterior se tendrá 50 Toneladas del producto en mezcla:

$$\text{masa acumulada} = 50 \text{ Producto} \cdot \frac{85 \text{ Mg de CaC}_2}{100 \text{ Mg Producto}} \cdot \frac{15 \text{ Mg CaO}}{85 \text{ Mg CaC}_2} = 7,5 \text{ Mg CaO}$$

$$\text{Masa CaO} = 37,19 \text{ Mg CaO} + 7,5 \text{ Mg CaO} = 44,69 \text{ T CaO}$$

**2.125.** (Industria farmacéutica) Se desea preparar 7800 cajas x30 cápsulas de un medicamento cuya fórmula maestra es 200 mg Ibuprofeno puro, 200 mg paracetamol y 5 mg estearato de magnesio (excipiente), el peso promedio del polvo contenido en cada cápsula es 408 mg, el técnico encargado olvidó realizar los cálculos de corrección de pureza de las materias primas y produjo un lote de 100 kg. Realizar los cálculos de reproceso, sabiendo que la pureza del ibuprofeno es 98,39 % y del paracetamol es 97,94 %.

Primero calculamos el porcentaje de cada componente para la fórmula maestra:

$$\%_{\text{Ibuprofeno}} = \frac{200 \text{ mg Ibuprofeno}}{408 \text{ mg cápsula}} \cdot 100\% = 49,02 \%$$

$$\%_{\text{Paracetamol}} = \frac{200 \text{ mg Paracetamol}}{408 \text{ mg cápsula}} \cdot 100\% = 49,02 \%$$

$$\%_{\text{Estearato}} = \frac{5 \text{ mg Estearato}}{408 \text{ mg cápsula}} \cdot 100\% = 1,23 \%$$

Luego calculamos la masa real de cada componente para 100 kg que es el tamaño del lote:

$$W_{Ibuprofeno} = 100 \text{ kg polvo} \cdot \frac{49,02 \text{ kg Ibuprofeno}}{100 \text{ kg polvo}} \cdot \frac{100 \text{ kg Ibu USP}}{98,39 \text{ kg Ibu}} = 49,82 \text{ kg}$$

$$W_{Paracetamol} = 100 \text{ kg polvo} \cdot \frac{49,02 \text{ kg Paracetamol}}{100 \text{ kg polvo}} \cdot \frac{100 \text{ kg Par. USP}}{97,94 \text{ kg Par.}} = 50,05 \text{ kg}$$

$$W_{Estearato} = 100 \text{ kg polvo} \cdot \frac{1,23 \text{ kg Estearato}}{100 \text{ kg polvo}} \cdot 100\% = 1,23 \%$$

Para el lote mal pesado tendremos:

$$49,82 \text{ kg Ibuprofeno USP} \cdot \frac{98,39 \text{ kg Ibu.}}{100 \text{ kg Ibu USP}} = 49,02 \text{ kg Ibuprofeno puro}$$

$$50,05 \text{ kg Paracetamol USP} \cdot \frac{97,94 \text{ kg Par}}{100 \text{ kg Par. USP}} = 49,02 \text{ kg Paracetamol puro}$$

$$1,23 \text{ kg Estearato}$$

Para esta operación se dividirá el lote mal pesado en 2 lotes reprocesados:

Para el lote un se toman 50 kg del lote mal pesado y se añade la cantidad de cada componente necesaria para llegar a la proporción correcta:

Cantidad real por lote:

$$50 \text{ kg lote malo} \cdot \frac{49,02 \text{ kg Ibu. USP}}{100 \text{ kg lote malo}} \cdot \frac{98,39 \text{ kg Ibu. puro}}{100 \text{ kg Ibu. USP}} = 24,12 \text{ kg Ibuprofeno puro}$$

Cantidad real de ibuprofeno por lote: *Ibuprofeno* 49,02 kg *Ibuprofeno*/100 kg

$$\text{Cantidad adicionada} = 49,02 \text{ kg} - 24,12 \text{ kg} = 24,90 \text{ kg Ibuprofeno puro}$$

$$24,90 \text{ kg Ibu} \cdot \frac{100 \text{ kg Ibu USP}}{98,39 \text{ kg Ibu.}} = 25,31 \text{ kg Ibu. USP}$$

Para el paracetamol:

$$50 \text{ kg lote malo} \cdot \frac{49,02 \text{ kg Par. USP}}{100 \text{ kg lote malo}} \cdot \frac{97,94 \text{ kg Par. puro}}{100 \text{ kg Par. USP}} = 24,01 \text{ kg Par. puro}$$

Cantidad real de paracetamol por lote: *Par.* 49,02 kg *Par.*/100 kg

$$\text{Cantidad adicionada} = 49,02 \text{ kg} - 24,01 \text{ kg} = 25,01 \text{ kg Par. puro}$$

$$25,01 \text{ kg Par.} \cdot \frac{100 \text{ kg Par. USP}}{97,94 \text{ kg Par.}} = 25,54 \text{ kg Par. USP}$$

Para el estearato:

$$50 \text{ kg lote malo} \cdot \frac{1,23 \text{ kg estearato Mg}}{100 \text{ kg lote malo}} = 0,62 \text{ kg Estearato Mg}$$

Finalmente:

Se fracciona el lote mal pesado en 2 lotes:

A cada uno se le añade:

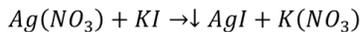
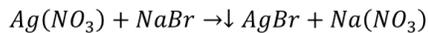
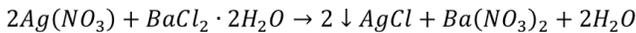
0,62 kg de estearato de magnesio

25,54 kg de paracetamol USP

25,31 kg de Ibuprofeno USP

Se mezcla correctamente y se arregla el lote mal pesado con dos lotes de reproceso.

**2.126.** (Análisis químico) Una muestra de 1,25 g contiene 35,5 %  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , 48,70 %  $\text{NaBr}$ , 10,88 %  $\text{KI}$ , determinar la cantidad de haluro de plata que se puede obtener de la muestra al reaccionar con nitrato de plata.



$$1,25\text{g} (0,355) \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{244,36 \text{ gBaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{AgCl}}{1 \text{ mol } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{143,37 \text{ g } \text{AgCl}}{1 \text{ mol } \text{AgCl}} = 0,5207 \text{ g}$$

$$1,25\text{g} (0,4870) \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NaBr}}{102,9 \text{ g } \text{NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{AgBr}}{1 \text{ mol } \text{NaBr}} \cdot \frac{187,77 \text{ g } \text{AgBr}}{1 \text{ mol } \text{AgBr}} = 1,1108 \text{ g}$$

$$1,25\text{g} (0,1088) \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{KI}}{166 \text{ g } \text{KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{AgI}}{1 \text{ mol } \text{KI}} \cdot \frac{234,87 \text{ g } \text{AgI}}{1 \text{ mol } \text{AgI}} = 0,1924 \text{ g}$$

$$\text{Masa total} = 0,5207 \text{ g} + 1,1108 \text{ g} + 0,1924 \text{ g} = 1,8239 \text{ g}$$

**2.127.** (Industria licorera) Se desea preparar 10 000 botellas de 750 mL de un licor dulce de 15° la fórmula maestra 75,51 % en agua, 8,71% azúcar, 0,06 % saborizante, 0,06 % colorante y 15,04 % etanol puro, el técnico encargado olvidó realizar los cálculos de corrección de pureza del alcohol y produjo un lote de 7,5 m<sup>3</sup>. Realizar los cálculos de reproceso, sabiendo que la pureza del etanol es 95,46 % en peso. Calcule el rendimiento del proceso si se produjeron 19845 botellas de licor después del reproceso. La densidad del licor es 1,067 g/L, calcule los grados alcohólicos del primer licor, sabiendo que la autoridad sanitaria no acepta un valor inferior a 15° ¿El primer licor cumple parámetros de calidad?

Nota para transformar de % en masa de etanol a grados gl utilice la siguiente ecuación:

$$\%_{V/V} = -0,0031(\%_{P/P})^2 + 1,322\%_{P/P} - 0,4807$$

Primero calculamos las masas teóricas que se debieron pesar para su producción:

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{75,51 \text{ g agua}}{100 \text{ g licor}} = 6042,69 \text{ g agua}$$

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{8,71 \text{ g azucar}}{100 \text{ g licor}} = 697,02 \text{ g azucar}$$

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{0,06 \text{ g colorante}}{100 \text{ g licor}} = 4,80 \text{ g colorante}$$

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{0,06 \text{ g saborizante}}{100 \text{ g licor}} = 4,80 \text{ g saborizante}$$

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{15,04 \text{ g et puro}}{100 \text{ g licor}} \cdot \frac{100 \text{ g etanol}}{95,46 \text{ g et puro}} \\ = 1260,82 \text{ g etanol}$$

Al verificar el Bach récord se verificaré el cálculo erróneo en el alcohol:

$$7,5 \text{ m}^3 \text{ licor} \cdot \frac{1\,000 \text{ L licor}}{1 \text{ m}^3 \text{ licor}} \cdot \frac{1,067 \text{ g licor}}{1 \text{ L licor}} \cdot \frac{15,04 \text{ g etanol}}{100 \text{ g licor}} = 1203,58 \text{ g etanol}$$

Procedemos a calcular la cantidad de etanol puro pesado erróneamente:

$$1203,58 \text{ g etanol} \cdot \frac{95,46 \text{ g et puro}}{100 \text{ g etanol}} = 1148,94 \text{ g}$$

Calculamos el % en peso del licor:

$$\% = \frac{1\,148,94 \cdot 100\%}{1\,148,94 + 6\,042,69 + 697,02 + 4,80 + 4,80} = 14,55 \%$$

Calculamos el % en volumen el cual es el grado alcohólico:

$$\%_{V/V} = -0,0031(\%_{P/P})^2 + 1,322\%_{P/P} - 0,4807$$

$$\%_{V/V} = -0,0031(14,55)^2 + 1,322(14,55) - 0,4807 = 18,10 \%$$

El licor con el cálculo erróneo cumple con el requerimiento de la entidad sanitaria >15°

En la realidad el análisis de calidad cuando se calcula 15 % en masa el valor final del licor es alrededor de 2 grados menos del calculado debido a la evaporación del etanol durante la manufactura.

Para los cálculos del reproceso se fracciona el lote en 2, teniendo en cada reactor.

$$\frac{6\,042,69}{2} = 3021,35 \text{ g agua}$$

$$\frac{697,02}{2} = 348,51 \text{ g azucar}$$

$$\frac{4,80}{2} = 2,40 \text{ g colorante}$$

$$\frac{4,80}{2} = 2,40 \text{ g saborizante}$$

$$\frac{1\ 203,58}{2} = 601,79 \text{ g de etanol puro}$$

Completamos las masas de cada ingrediente enfocándonos en el etanol que poseía el error.

$$\text{Valor correcto} = \text{Valor erroneo} + \text{complemento}$$

$$1\ 260,82 \text{ etanol} = 601,79 \text{ g de etanol} + \text{complemento}$$

$$\text{complemento} = 659,03 \text{ g etanol}$$

Es decir, dividimos el lote en dos fracciones y a cada lote reprocesado se añade 658,03 g de etanol impuro, se añaden el resto de los ingredientes.

Finalmente, para el rendimiento tenemos:

$$\% = \frac{19\ 845}{20\ 000} \cdot 100\% = 99,23\%$$

	<p><b>ALTAMIRANO BRIONES ALEJANDRO.</b> Químico de la Universidad Central del Ecuador, Máster en Medio Ambiente en la Universidad de las Fuerzas Armadas y doctorante en Ciencia y Tecnología Industrial y Ambiental por la Universidad de Huelva, actualmente radicado en España.</p>
	<p><b>ARMAS BLACIO CRISTHIAN.</b> Químico de la Universidad Central del Ecuador, Máster en Química Aplicada de la Universidad Estatal de Milagro, Su área de investigación es polímeros inteligentes de usos agrícolas.</p>
	<p><b>RUIZ DÁVILA LENIN VLADIMIR.</b> Químico de la Universidad Central del Ecuador, Máster of Science de la Universidad Estatal de Michigan-USA y doctorante en Química computacional, por la Universidad Tecnológica Metropolitana-Chile. Su área de investigación es el diseño de fármacos asistido por herramientas computacionales.</p>
	<p><b>JIMÉNEZ NOBOA VÍCTOR FERNANDO.</b> Licenciado en Ciencias de la educación mención: Ciencias Naturales y del Ambiente, Química y Biología de la Universidad Central del Ecuador. Docente de Química de secundaria de la Unidad Educativa Municipal “Fernández Madrid”. Quito, Ecuador.</p>
	<p><b>GÓNGORA MUÑOZ ERIKA JAHAIRA.</b> Ingeniera Química por la Universidad Técnica de Manabí, Máster en Química Forense en la Universidad de Coimbra. Actualmente se desempeña como Docente de la Universidad Técnica de Manabí y participa en diferentes proyectos de investigación.</p>
	<p><b>DUEÑAS UTRERAS JUAN ANTONIO.</b> Ingeniero Industrial graduado en la Universidad Técnica de Manabí, Máster en Saneamiento Ambiental por la Universidad de Ghent, Bélgica. Cursa un Doctorado en Ingeniería Ambiental en la Universidad de Coimbra, Portugal. Docente de la Universidad Técnica de Manabí.</p>

	<p><b>MACÍAS PRO MICHAEL ANNIBAL.</b> Ingeniero Químico con Máster en Sistemas Integrados de Gestión, y candidato a doctor por la Universidad Paul Sabatier. Docente de la Universidad Técnica de Manabí. Investiga extracción de metabolitos secundarios, ciclo del carbono en ecosistemas y procesos de adsorción y pirólisis.</p>
	<p><b>SÁNCHEZ MENDOZA VIRGINIA ANNABELT.</b> Ingeniera Química Universidad Técnica de Manabí. Máster en Administración Ambiental por la Universidad Estatal de Guayaquil. Realiza consultorías ambientales e investigación enfocada en: tratamiento de agua potable, tratamiento de aguas residuales, microbiología general y de los alimentos.</p>
	<p><b>FREDDY WILBERTO MESÍAS GALLO.</b> Ingeniero Químico por la Universidad de Guayaquil; Magister en Ciencias Ambientales: Mención Tecnologías y Gestión; Docente investigador de la carrera de Ingeniería Agrícola de la Escuela Superior Politécnica Agropecuaria de Manabí, Manuel Félix López (ESPAM MFL) Ecuador.</p>
	<p><b>LUISA ANA ZAMBRANO MENDOZA.</b> Ingeniera Química por la Universidad Técnica de Manabí; Magíster en Gestión de la Calidad y Seguridad Alimentaria por el Instituto Politécnico de Leiria-Portugal. Docente de la carrera de Agroindustria y de la Unidad de Ciencias Básicas de la Escuela Superior Politécnica Agropecuaria de Manabí Manuel Félix López.</p>
	<p>Cedeño Guzmán Wilson Paul. Ingeniero Agroindustrial por la Escuela Superior Politécnica Agropecuaria de Manabí Manuel Félix López, ESPAM MFL. Magister en Procesos Agroindustriales por la ESPAM MFL y docente de la Carrera de Agroindustria ESPAM MFL.</p>
	<p>Cedeño Briones Blanca. Lic. Química y Biología Universidad Técnica de Manabí. Master en Gerencia Educativa Universidad Estatal del Sur de Manabí. Doctora en Educación-Universidad Autónoma de Madrid (2020) Coordinadora del Departamento de Química de la Universidad Técnica de Manabí.</p>

# PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTEQUIOMETRÍA

- 🌐 [www.arenaeditora.com.br](http://www.arenaeditora.com.br)
- ✉ [contato@arenaeditora.com.br](mailto:contato@arenaeditora.com.br)
- 📷 @arenaeditora
- 📘 [www.facebook.com/arenaeditora.com.br](http://www.facebook.com/arenaeditora.com.br)



UNIVERSIDAD  
TÉCNICA DE  
MANABÍ  
Fundada en 1952



**ESPAMMFL**  
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA  
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FÉLIX LÓPEZ

**Atena**  
Editora  
Año 2024

# PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

## ESTEQUIOMETRÍA

- 🌐 [www.arenaeditora.com.br](http://www.arenaeditora.com.br)
- ✉ [contato@arenaeditora.com.br](mailto:contato@arenaeditora.com.br)
- 📷 @arenaeditora
- 📘 [www.facebook.com/arenaeditora.com.br](http://www.facebook.com/arenaeditora.com.br)



UNIVERSIDAD  
TÉCNICA DE  
MANABÍ  
Fundada en 1952



**ESPAMMFL**  
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA  
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FÉLIX LÓPEZ

**Atena**  
Editora  
Año 2024