

Fundamentos de Química Básica 1

Hugo Javier Sánchez Moreno
Cristina Nataly Villegas Freire
Segundo Hugo Calderón



ESPOCH
2023

Fundamentos de Química Básica 1

Fundamentos de Química Básica 1

Hugo Sánchez Moreno
Cristina Villegas Freire
Hugo Calderón



**Dirección de
Publicaciones**



esPOCH

Fundamentos de Química Básica 1

© 2023 Hugo Sánchez Moreno, Cristina Villegas Freire y Hugo Calderón

© 2023 Escuela Superior Politécnica de Chimborazo

Panamericana Sur, kilómetro 1 ½
Instituto de Investigaciones
Dirección de Publicaciones Científicas
Riobamba, Ecuador
Teléfono: 593 (03) 2 998-200
Código Postal: EC0600155

Aval ESPOCH

Este libro se sometió a arbitraje bajo el sistema de doble ciego
(*peer review*)

Corrección y diseño:
La Caracola Editores

Impreso en Ecuador

Prohibida la reproducción de este libro, por cualquier medio,
sin la previa autorización por escrito de los propietarios del
Copyright

CDU: 546

Fundamentos de Química Básica 1

Riobamba: Escuela Superior Politécnica de Chimborazo

Dirección de Publicaciones, año 2023

195 pp. vol: 17,6 x 25 cm

ISBN: 978-9942-44-201-7

1. Química inorgánica

A los estudiantes.

Siempre es necesario para los noveles estudiantes unirse a sus estudios superiores con un nivel de conocimientos suficientes, que faciliten una satisfactoria y útil continuidad del proceso de aprendizaje.

El libro que se brinda ha sido ideado y elaborado precisamente para despuntar esta necesidad: contribuir a reducir al mínimo o a resolver, las dificultades iniciales de los jóvenes estudiantes.

Bienvenidos.

ÍNDICE GENERAL

Introducción	7
Capítulo I. Unidades	8
1.1. Introducción	8
1.2. Propiedades físicas y químicas.....	8
1.3. Magnitudes y derivadas.....	9
1.4. Prefijos de las unidades	9
1.5. Problemas resueltos.....	13
1.6. Problemas propuestos.....	23
Capítulo II. Estructura de la materia	25
2.1. Generalidades	25
2.2. Clasificación de la materia	25
2.3. Modelos atómicos	29
2.4. Conceptos complementarios de la estructura atómica	31
2.5. Problemas resueltos.....	32
2.6. Problemas propuestos.....	45
Capítulo III. Revisión de nomenclatura química	47
3.1. Compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.....	48
3.2. Ejercicios de nomenclatura química	64
Capítulo IV. Reacciones químicas	69
4.1. Terminología de las ecuaciones químicas	69
4.2. Principales tipos de reacciones.....	70
4.3. Balanceo de ecuaciones químicas	73
4.4. Problemas resueltos.....	78
4.5. Problemas propuestos.....	113
Capítulo V. Estequiometría	116
5.1. Repaso de conceptos básicos	116
5.2. Determinación de fórmulas químicas.	118
5.3. Relaciones ponderales y volumétricas	119

5.4. Reactivo limitante	125
5.5. Rendimiento de la reacción	126
5.6. Problemas resueltos	127
5.7. Problemas propuestos.....	139
Capítulo VI. Soluciones	142
6.1. Unidades de concentración de soluciones	143
6.2. Problemas resueltos	147
6.3. Problemas propuestos.....	162
Capítulo VII. Potencial hidrógeno (pH).....	164
7.1. Acidez y alcalinidad	164
7.2. Métodos para determinar el pH	165
7.3. Hidrólisis	167
7.4. Problemas resueltos	173
7.5. Problemas propuestos.....	192
Referencias	193

INTRODUCCIÓN

El presente trabajo pretende una mayor vigencia, ya que acopia los temas esenciales de la Química para los primeros niveles de educación superior, pero al mismo tiempo pretende servir al nivel secundario, para la preparación de bachilleres que aspiran a continuar con sus estudios en universidades o escuelas politécnicas del país.

El nivel del curso está pensado para los alumnos que tienen una serie de fallencias en sus conocimientos empíricos y, en especial, en la práctica de aplicar conocimientos teóricos a los conocimientos químicos, incluso a aquellos que conocemos por la experiencia cotidiana, en el hogar, en la calle, etc. Ciertos temas están tratados muy escuetamente y se los puede encontrar con más detalle en la bibliografía general presentada. Se han incluido temas que son indispensables, con la idea de dar al alumno un panorama más general de conceptos fundamentales en Química.

Los contenidos aquí expuestos presentan problemas resueltos y propuestos que permiten afianzar conceptos. Para ello, se deben cubrir cuatro partes: a) el átomo y las moléculas de los elementos para saber las sustancias formadas, es decir, qué es la unión química; b) nomenclatura y formulación; c) la estequiometría de las reacciones químicas, mediante el análisis de su aspecto cuantitativo en lo que respecta a las masas intervinientes; y d) soluciones desde el punto de vista de su concentración.

Es preciso mencionar que la práctica enseñanza-aprendizaje se fortalece mediante la interacción docente-alumno cuando se cuestionan y analizan los conocimientos para profundizar en ellos, enriquecerlos y así lograr el éxito en esta materia. Agradeceremos de sobremanera las observaciones y comentarios que profesores y alumnos consideren útiles para mejorar el presente trabajo.

CAPÍTULO I. UNIDADES

1.1. INTRODUCCIÓN

La Química es una parte de las ciencias naturales que estudia la estructura íntima de la materia: caracterización, composición y transformaciones, las reacciones que experimenta, las propiedades de las sustancias, sus relaciones con la energía asociada y las leyes que rigen esos cambios.

1.2. PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

En Química, las sustancias se caracterizan por sus propiedades y por su composición, definiéndose como propiedad a la particularidad por medio de la cual una sustancia puede ser reconocida y descrita.

Pueden ser propiedades físicas y químicas. Una ***propiedad física*** o cambio físico se refiere a cantidades que se logran medir y representar como productos de números y unidades sin que se modifique la identidad de la sustancia. Por ejemplo, el punto de fusión del hielo que, al aumentar su temperatura, se transforma en agua. Aquí se puede observar que el agua difiere del hielo en apariencia, pero no en su composición. Mientras que, en una ***propiedad química*** o cambio químico, se modifica su composición y no es posible regresar a su estado inicial. Por ejemplo, la combustión del papel. En los cambios químicos los nuevos productos son diferentes a los reactantes.

1.3. MAGNITUDES Y DERIVADAS

El valor de una magnitud se representa ordinariamente como el producto de una cantidad por una unidad, mientras que la unidad se define como un valor específico de la magnitud requerida, considerada como referencia. El número es la razón entre el valor de la magnitud requerida y la unidad. Las magnitudes se las puede clasificar en fundamentales y derivadas.

Magnitudes fundamentales: son magnitudes físicas que logran enunciar una magnitud física en expresión de una magnitud fundamental. Las más trascendentes manejadas en Química son: longitud (l), masa (m), tiempo (t), cantidad de sustancia (n), temperatura termodinámica (T) y corriente eléctrica (I). Cada una de estas magnitudes tiene su propia dimensión y su adecuada unidad independiente.

Magnitudes derivadas: son magnitudes físicas producto de combinaciones algebraicas de las magnitudes fundamentales. Por ejemplo, la velocidad (v) es una magnitud derivada, ya que relaciona dos magnitudes fundamentales como son la masa y el tiempo (Chang, 2017).

Sistema de Unidades: En Química, regularmente se emplean dos sistemas de unidades. El sistema CGS (centímetro-gramo-segundo), que posee como unidad básica de longitud el centímetro (cm), de masa el gramo (g) y de tiempo el segundo (s); y el SI (Sistema Internacional de Unidades), también conocido como sistema métrico, que está definido por una cadena permanente de calibraciones o comprobaciones en donde la unidad básica de longitud es el metro (m), de masa el kilogramo (kg) y de tiempo es el segundo (s). Los dos sistemas tienen unidades básicas oportunas para cada magnitud física fundamental (Bucheli, 2003).

1.4. PREFIJOS DE LAS UNIDADES

En los dos sistemas mencionados anteriormente, se emplean prefijos para designar múltiplos decimales o submúltiplos decimales de las unidades básicas. Mediante estos prefijos se prescinde de la utilización de valores numéricos extre-

madamente largos o muy pequeños. Un prefijo se acopla al nombre o al símbolo de la unidad. Por ejemplo, un decámetro, símbolo 1 dam, es igual a diez metros, símbolo 10 m o 10^1 m. Los prefijos más utilizados se muestran a continuación:

Tabla 1.1. Prefijo de unidades de múltiplos

Múltiplo	Prefijo	Abreviatura
10 (1×10^1)	Deca	da
100 (1×10^2)	Hecto	h
1000 (1×10^3)	Kilo	k
1000000 (1×10^6)	Mega	M
1000000000 (1×10^9)	Giga	G
1000000000000 (1×10^{12})	Tera	T
1000000000000000 (1×10^{15})	Peta	P

Fuente: tomado de Escobar, 2009

Tabla 1.2. Prefijos de unidades de submúltiplos

Submúltiplo	Prefijo	Abreviatura
0,1 (1×10^{-1})	Deci	d
0,01 (1×10^{-2})	Centi	c
0,001 (1×10^{-3})	Mili	m
0,000001 (1×10^{-6})	Micro	μ
0,000000001 (1×10^{-9})	Nano	n
0,000000000001 (1×10^{-12})	Pico	T

Fuente: tomado de Escobar, 2009

Unidades derivadas: con esta designación se hace referencia a las unidades manejadas para enunciar magnitudes físicas que son consecuencia de ajustar magnitudes físicas tomadas como fundamentales. Se miden en unidades derivadas (Escobar, 2009).

Por ejemplo, una de las magnitudes fundamentales en el SI es metro cúbico (m^3) unidad de volumen equivalente a 1000 litros (l) o a 1000 centímetros cúbicos.

Conversión de unidades: hay otras reciprocidades valiosas entre CGS, SI y otras unidades que es importante analizar. Algunas se consiguen deducir por los prefijos y otras hay que memorizar o investigar en los textos. En la siguiente tabla se muestran algunos factores de conversión:

Tabla 1.3. Conversión de unidades

Unidad	Factor
Longitud	1 m = 100 cm, 1 Angstrom ($\text{\AA}$) = 1×10^{-8} cm 1 pulg = 2,54 cm; 1 pie = 12 pulgadas
Masa	1 kg = 1000 g, 1lb = 454 g
Volumen	1 m^3 = 1000 litros
Presión	1 atm = 760 torr = 101 325 Pa = 14,7 Psi
Temperatura	$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$; $^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32)$; $^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$; $^{\circ}\text{F} = 9/5 ^{\circ}\text{C} + 32$
Cantidad de sustancia	1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas

Fuente: tomado de Bucheli, 2003

La densidad de una sustancia se define como la cantidad de masa por unidad de volumen de una sustancia. La ecuación para la densidad es:

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

En el Sistema Métrico Decimal, la densidad de los sólidos y líquidos se calculan en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o gramos por mililitro (g/ml); y la de los gases, en gramos por litro (g/litro). En el sistema SI, la densidad se determina en kilogramo por metro cúbico (kg/m^3).

Generalmente la densidad de las sustancias se calcula en laboratorios a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, la cual se conoce como la temperatura ambiente. Sin embargo, el agua se determina a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, debido a que el agua a esta temperatura tiene una densidad exacta de $1,00\text{ g/ml}$.

La gravedad específica de una sustancia representa la densidad relativa de esta relacionada con una estándar. Normalmente, para los líquidos, se utiliza la densidad del agua a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ como el estándar y, de esta manera, la gravedad específica indica la densidad de una sustancia comparada con la del agua. Lo manifestado se expresa así:

$$\text{Gravedad específica} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4\text{ }^{\circ}\text{C}}$$

La gravedad específica o peso específico no posee unidades, es absolutamente la correspondencia de dos densidades. Si despejamos la relación, se puede determinar la densidad de una sustancia (Davis y Galei, 2016).

Cuando resolvemos problemas de cálculo químico, es primordial saber la cantidad de partículas (moléculas, átomos, iones) comprendidas en su masa de sustancia. En el SI de unidades, la cantidad de sustancia se expresa en moles. La mol en cualquier sustancia contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Este número se denomina Avogadro.

Cuando se trabaja con átomos en química es necesario tener en cuenta que 1 una es igual a $1,661 \times 10^{-24}\text{ g}$.

Notación científica: es habitual que los químicos trabajen con números excesivamente grandes o extremadamente pequeños, por lo cual usan notación científica. Esta es una técnica para representar números grandes o pequeños como coeficientes de las potencias de 10. Para enunciar números en notación científica, se aplica la siguiente expresión:

$$a \times 10^b$$

A continuación, se muestra el valor del número de Avogadro representado en notación científica para notar la importancia de esta técnica:

$$60\,220\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \frac{\text{átomos}}{\text{at-g}} = 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{at-g}}$$

Cifras significativas: Son los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada. La exactitud en los cálculos químicos está relacionada directamente con la exactitud matemática.

1.5. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Una palanca lineal uniforme de hierro posee una longitud de treinta y cinco pulgadas y pesa 12,25 libras. Establecer la masa de la palanca en gramos por microcentímetros de longitud.

$$\text{Longitud} \rightarrow 35 \text{ pulg} \times \frac{2,54 \mu\text{cm}}{1 \text{ pulg}} \times \frac{1 \mu\text{cm}}{1 \times 10^{-6} \text{ cm}} = 8,89 \times 10^7 \mu\text{cm}$$

$$\text{Masa} \rightarrow 12,25 \text{ lb} \times \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lb}} = 5561,5 \text{ g}$$

$$\frac{\text{Masa}}{\text{Longitud}} = \frac{5561,5 \text{ g}}{8,89 \times 10^7 \mu\text{cm}} = 6,26 \times 10^{-5} \text{ g}/\mu\text{cm}$$

La masa de la palanca será de $6,25 \times 10^{-5}$ gramos por microcentímetro.

2. El peso específico de la ebullición del cromo es 7,230. Determinar su densidad: a) en teragramos por mm^3 , y b) en libras por pie^3 .

⇒ Empleamos la ecuación de la gravedad específica para efectuar el cálculo correspondiente:

$$\text{Gravedad específica} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4^\circ\text{C}}$$

$$7,230 = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{1 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Densidad de la sustancia} = 7,23 \text{ g/ml}$$

⇒ Ahora transformamos la densidad a las unidades solicitadas en el problema:

$$\text{a) } 7,23 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times \frac{1 \text{ Tg}}{1 \times 10^{12} \text{ g}} \times \frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{(1 \text{ cm})^3}{(10 \text{ mm})^3} = 7,23 \times 10^{-15} \text{ Tg/mm}^3$$

$$\text{b) } 7,23 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times \frac{1 \text{ lb}}{454 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{(30,48 \text{ cm})^3}{(1 \text{ pie})^3} = 450,95 \text{ lb/pie}^3$$

3. El ácido empleado en las baterías automóviles presenta un peso específico de 1,375 y contiene 48 % en peso de ácido sulfúrico. Cuántos gramos de ácido sulfúrico presentarán un litro de ácido sulfúrico en la batería.

⇒ Empleamos la ecuación de la gravedad específica para encontrar la densidad de la sustancia.

$$\text{Gravedad específica} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4^\circ\text{C}}$$

$$1,375 = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{1 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Densidad del H}_2\text{SO}_4 = 1,375 \text{ g/ml}$$

⇒ Tener en cuenta que la densidad de un ácido siempre es aplicada para soluciones a menos que se especifique que es para un compuesto que no se encuentre en mezcla.

$$\frac{1,375 \text{ g solución}}{1 \text{ ml solución}} \times 1000 \text{ ml solución} = 1375 \text{ g solución}$$

$$1375 \text{ g solución} \times \frac{48 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}} = 660 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

4. Convertir 122 °C y -15 °C a la escala Fahrenheit.

$$F = \frac{9}{5} ^\circ\text{C} + 32$$

$$\text{a) } ^\circ\text{F} = \left(\frac{9}{5} \times 122\right) + 32 = 251,6 ^\circ$$

$$\text{b) } ^\circ\text{F} = \left(\frac{9}{5} \times -15\right) + 32 = 5 ^\circ$$

5. Transformar 120 °K y 698 °K a la escala Centígrada.

$$^\circ\text{K} = ^\circ\text{C} + 273 \quad \rightarrow \quad ^\circ\text{C} = ^\circ\text{K} - 273$$

$$\text{a) } ^\circ\text{C} = 120 - 273 = -153 ^\circ$$

$$\text{b) } ^\circ\text{C} = 698 - 273 = 425 ^\circ$$

6. Expresar -42°F en escala Centígrada y en escala Kelvin.

$$\text{a) } ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) \rightarrow ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (-42 - 32) = -41,11^{\circ}$$

$$\text{b) } ^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \rightarrow ^{\circ}\text{K} = -41,11 + 273 = 231,89^{\circ}$$

7. Una lámina de plata (peso específico, 10,52) que tiene una masa de 10,52 mg debe ser laminada reiteradamente hasta obtener una película clara que cubre un área aproximada de $14,5 \text{ cm}^2$. a) Determinar el volumen en litros si utilizamos 55,22 mg de plata, y b) calcular el espesor de la película en nanoAngstroms.

$$\text{Gravedad específica} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4^{\circ}\text{C}}$$

$$10,52 = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{1 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Densidad de Ag} = 10,52 \text{ g/ml}$$

$$\text{a) } 55,22 \text{ mg Ag} \times \frac{1 \text{ g Ag}}{1000 \text{ mg Ag}} \times \frac{1 \text{ ml Ag}}{10,52 \text{ g Ag}} \times \frac{1 \text{ litro Ag}}{1000 \text{ ml Ag}} = 5,25 \times 10^{-6} \text{ litros Ag}$$

$\Rightarrow$ Para el literal b, primero se determina el volumen para posteriormente aplicar la fórmula del Volumen (V) = Área (A) $\times$ espesor (e):

$$10,52 \text{ mg Ag} \times \frac{1 \text{ g Ag}}{1000 \text{ mg Ag}} \times \frac{1 \text{ ml Ag}}{10,52 \text{ g Ag}} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Ag}}{1 \text{ ml Ag}} = 1 \times 10^{-3} \text{ cm}^3$$

$$\text{Volumen} = \text{Área} \times \text{espesor}$$

$$1 \times 10^{-3} \text{ cm}^3 \text{ Ag} = 14,5 \text{ cm}^2 \text{ Ag} \times e$$

$$e = 6,9 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

⇒ Convertimos a nanoAngstroms el espesor encontrado:

$$a) 6,9 \times 10^{-5} \text{ cm} \times \frac{1 \text{ Å}}{1 \times 10^{-8} \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ nÅ}}{1 \times 10^{-9} \text{ Å}} = 6,9 \times 10^{12} \text{ nÅ}$$

8. Un depósito de porcelana pesa vacío 20,25 mg y 20,34 mg colmado de agua a una temperatura de 4 °C hasta una cierta marca. El mismo depósito se seca y se rellena hasta la misma marca, pero ahora con una solución de ácido clorhídrico a 4 °C. Ahora el peso es de 20,39 mg. Determinar la densidad de la solución de ácido clorhídrico presente en el depósito en gramos/mililitro y en libras/picolitros.

⇒ Determinamos las variables presentes en el ejercicio:

$$\text{Depósito de porcelana vacío} = DP_v$$

$$\text{Depósito de porcelana con agua} = DP_{H_2O}$$

$$\text{Depósito de porcelana con ácido clorhídrico} = DP_{HCl}$$

⇒ Calculamos la masa del agua:

$$DP_{H_2O} - DP_v = m_{H_2O}$$

$$20,34 \text{ mg} - 20,25 \text{ mg} = 0,09 \text{ mg } H_2O$$

⇒ Determinamos el volumen de agua presente en el depósito de porcelana para lo cual debemos recordar que la densidad del agua a 4 °C = 1 g/ml.

$$0,09 \text{ mg } H_2O \times \frac{1 \text{ g } H_2O}{1000 \text{ mg } H_2O} \times \frac{1 \text{ ml } H_2O}{1 \text{ g } H_2O} = 9 \times 10^{-5} \text{ ml } H_2O$$

⇒ Calculamos la masa de la solución:

$$DP_{HCl} - DP_v = m_{HCl}$$

$$20,39 \text{ mg} - 20,25 \text{ mg} = 0,14 \text{ mg } HCl$$

⇒ El volumen del agua calculada representa la marca hasta la que podemos llenar el depósito, por lo cual este volumen será el mismo que utilizaremos para analizar la densidad de la solución.

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

$$(\rho) = \frac{0,14 \text{ mg HCl}}{9 \times 10^{-5} \text{ ml}} \times \frac{1 \text{ g HCl}}{1000 \text{ mg HCl}}$$

$$(\rho) = 1,56 \text{ g/ml}$$

⇒ Transformamos la densidad calculada libras/picolitros:

$$\frac{1,56 \text{ g HCl}}{1 \text{ ml HCl}} \times \frac{1 \text{ lb HCl}}{454 \text{ g HCl}} \times \frac{1000 \text{ ml HCl}}{1 \text{ litro HCl}} \times \frac{1 \times 10^{-12} \text{ litros HCl}}{1 \text{ picolitro HCl}} =$$

$$= 3,43 \times 10^{-12} \text{ lb/picolitros}$$

$$(\rho) = 3,43 \times 10^{-12} \text{ lb/picolitros}$$

9. Una reacción de galvanizado electrolítico provoca un recubrimiento de un espesor de 30 micropulgadas. Cuántos mm^2 lograrán recubrirse con dos hectogramos de cromo de densidad 7140 kg/m^3 .

⇒ Transformamos el espesor de micropulgadas a m:

$$e = 30 \text{ u pulg} \times \frac{1 \times 10^{-6} \text{ pulg}}{1 \text{ u pulg}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 7,62 \times 10^{-7} \text{ m}$$

⇒ Determinamos el volumen del proceso:

$$V = 2 \text{ hg} \times \frac{1 \times 10^2 \text{ g}}{1 \text{ hg}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{7140 \text{ kg}} = 2,8 \times 10^{-5} \text{ m}^3$$

⇒ Calculamos el área de recubrimiento:

$$\text{Volumen} = \text{Área} \times \text{espesor}$$

$$2,8 \times 10^{-5} \text{ m}^3 = \text{Área} \times 7,62 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\text{Área} = 36,75 \text{ m}^2$$

⇒ Convertimos el área calculada a mm²:

$$36,75 \text{ m}^2 \times \frac{(100 \text{ cm})^2}{(1 \text{ m})^2} \times \frac{(10 \text{ mm})^2}{(1 \text{ cm})^2} = 3,7 \times 10^7 \text{ mm}^2$$

Dos hectogramos de cromo logran recubrir $3,7 \times 10^7 \text{ mm}^2$ de superficie.

10. El radio atómico del cobalto (Co) analizado a condiciones normales es de 1,76 Å y su masa atómica es de 58,93 uma. Determinar la densidad del átomo en decagramos/metro cúbico.

⇒ El átomo presenta la forma de una esfera para lo cual utilizaremos la ecuación del volumen de la esfera.

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \pi r^3$$

⇒ Transformamos el radio dado a unidades de metros:

$$1,76 \text{ Å} \times \frac{1 \times 10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ Å}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1,76 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \pi (1,76 \times 10^{-10} \text{ m})^3$$

$$V_{\text{esfera}} = 2,284 \times 10^{-29} \text{ m}^3$$

⇒ Expresamos la masa en decagramos, para lo cual se debe recordar que, cuando se trabaja con átomos es necesario aplicar la siguiente conversión de 1 uma es igual a $1,661 \times 10^{-24}$ g.

$$58,93 \text{ uma} \times \frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} \times \frac{1 \text{ dag}}{10 \text{ g}} = 9,788 \times 10^{-24} \text{ dag}$$

⇒ Calculamos la densidad en las unidades necesitadas:

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{9,788 \times 10^{-24} \text{ dag}}{2,284 \times 10^{-29} \text{ m}^3}$$

$$\text{Densidad } (\rho) = 4,28 \times 10^5 \text{ dag/m}^3$$

11. El radio atómico del hierro (Fe) analizado a condiciones normales es de $2,00 \text{ \AA}$ y su masa atómica es de 55,845 uma. Determinar la densidad del átomo en decagramos/metro cúbico.

⇒ El átomo presenta la forma de una esfera, para lo cual utilizaremos la ecuación del volumen de la esfera.

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \pi r^3$$

⇒ Transformamos el radio dado a unidades de metros.

$$2,00 \text{ \AA} \times \frac{1 \times 10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 2,00 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \pi (2,00 \times 10^{-10} \text{ m})^3$$

$$V_{\text{esfera}} = 3,35 \times 10^{-29} \text{ m}^3$$

⇒ Expresamos la masa en decagramos, para lo cual se debe recordar que, cuando se trabaja con átomos, es necesario aplicar la siguiente conversión de 1 uma es igual a $1,661 \times 10^{-24}$ g.

$$55,84 \text{ uma} \times \frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} \times \frac{1 \text{ dag}}{10 \text{ g}} = 9,269 \times 10^{-24} \text{ dag}$$

⇒ Calculamos la densidad en las unidades necesitadas:

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{9,269 \times 10^{-24} \text{ dag}}{3,35 \times 10^{-29} \text{ m}^3}$$

$$\text{Densidad } (\rho) = 2,766 \times 10^5 \text{ dag/m}^3$$

12. Un recipiente de porcelana pesa vacío 15,35 mg y 15,65 mg lleno de agua a una temperatura de 4 °C hasta una cierta marca. El mismo recipiente se seca y se rellena hasta la misma marca, pero ahora con una solución de ácido fluorhídrico a 4 °C. Ahora el peso es de 15,55 mg. Determinar la densidad de la solución de ácido clorhídrico presente en el depósito en gramos/mililitro y en libras/picolitros.

⇒ Determinamos las variables presentes en el ejercicio:

Recipiente de porcelana vacío = DP_v

Recipiente de porcelana con agua = DP_{H_2O}

Recipiente de porcelana con ácido fluorhídrico = DP_{HF}

⇒ Calculamos la masa del agua:

$$DP_{H_2O} - DP_v = m_{H_2O}$$

$$15,65 \text{ mg} - 15,35 \text{ mg} = 0,30 \text{ mg } H_2O$$

⇒ Determinamos el volumen de agua presente en el recipiente de porcelana para lo cual debemos recordar que la densidad del agua a 4 °C = 1 g/ml.

$$0,30 \text{ mg H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1000 \text{ mg H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ ml H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} = 3 \times 10^{-4} \text{ ml H}_2\text{O}$$

⇒ Calculamos la masa de la solución:

$$DP_{\text{HF}} - DP_{\text{V}} = m_{\text{HF}}$$

$$15,55 \text{ mg} - 15,35 \text{ mg} = 0,20 \text{ mg HF}$$

⇒ El volumen del agua calculada representa la marca hasta la que podemos llenar el depósito, por lo cual este volumen será el mismo que utilizaremos para analizar la densidad de la solución.

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

$$(\rho) = \frac{0,20 \text{ mg HF}}{3 \times 10^{-4} \text{ ml}} \times \frac{1 \text{ g HF}}{1000 \text{ mg HF}}$$

$$(\rho) = 0,67 \text{ g/ml}$$

⇒ Transformamos la densidad calculada libras/picolitros:

$$\frac{0,67 \text{ g HF}}{1 \text{ ml HF}} \times \frac{1 \text{ lb HF}}{454 \text{ g HF}} \times \frac{1000 \text{ ml HF}}{1 \text{ litro HF}} \times \frac{1 \times 10^{-12} \text{ litros HF}}{1 \text{ picolitro HF}} =$$

$$= 1,47 \times 10^{-12} \text{ lb/picolitros}$$

$$(\rho) = 1,47 \times 10^{-12} \text{ lb/picolitros}$$

13. El peso específico del ácido contenido en la pila Energizer AAA presenta un valor de 1,565 y contiene 30 % en peso de ácido sulfúrico. Cuántos gramos de ácido sulfúrico presentarán un litro de ácido sulfúrico en la pila.

⇒ Empleamos la ecuación de la gravedad específica para encontrar la densidad de la sustancia.

$$\text{Gravedad específica} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4^\circ\text{C}}$$

$$1,565 = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{1 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Densidad del H}_2\text{SO}_4 = 1,565 \text{ g/ml}$$

⇒ Tener en cuenta que la densidad de un ácido siempre es aplicada para soluciones a menos que se especifique que es para un compuesto que no se encuentre en mezcla.

$$\frac{1,565 \text{ g solución}}{1 \text{ ml solución}} \times 1000 \text{ ml solución} = 1565 \text{ g solución}$$

$$1565 \text{ g solución} \times \frac{30 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}} = 469,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

1.6. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. A una amalgama se la ha fabricado en forma de un disco plano de 41,5 mm de diámetro y 5,5 mm de profundidad con un orificio central de 8,5 mm de diámetro. El disco tiene una masa 30,2 hectolibras. Determinar la densidad de la amalgama en kilogramos/litros.
2. Calcular la densidad en unidades SI de una esfera de plomo que presenta un diámetro de 12,50 mm y una masa de 2,76 g.

3. La temperatura de fusión del yodo es de $236,66^{\circ}\text{F}$. Este valor es mayor o menor que la temperatura del metano en ebullición que es de $-161,5^{\circ}\text{C}$. Expresar la comparación en escala Kelvin.
4. Determinar a qué temperatura la lectura numérica en un termómetro de escala Kelvin es equivalente a la marcada en un termómetro de escala Fahrenheit.
5. Transformar 15 atm a pascales, 18 psi a hectopascales, 860 torr a psi.
6. Ordenar de mayor a menor: 120°C , -15°C , -8°K , 273°K en escala Fahrenheit.
7. Determinar cuántos litros de ácido clorhídrico puede contener una piscina de dimensiones $4 \times 6 \times 24$ hectómetros. Calcular además la masa del ácido presente en decagramos. Considerar que la densidad del ácido clorhídrico para estas condiciones es de $2,75 \times 10^9$ nanolibras/decímetro cúbico.
8. Las feromonas son sustancias producidas por las hembras de diversas especies de insectos para agradar a los machos. Con $1,5 \times 10^{-8}$ gramos de esta sustancia es suficiente para alcanzar a todos los insectos macho dentro de un radio aproximado de novecientos metros. Calcular la densidad de esta sustancia (en miligramos por centilitro), tomar en cuenta que el espacio donde se desarrolla este fenómeno es cilíndrico con un radio de novecientos metros y una altura de sesenta pies.
9. Una lámina de hierro (peso específico 7,87) que tiene una masa de 250,52 decigramos debe ser laminada reiteradamente hasta adquirir una película clara que envuelve un área aproximada de $34,5 \text{ mm}^2$. a) Determinar el volumen en decilitros si utilizamos 95,22 entigramos de hierro, y b) calcular el espesor de la película en picoAngstroms.
10. El radio atómico del Zinc (Zn) estudiado a condiciones normales es de $2,16 \text{ \AA}$ y su masa atómica es de 65,38 uma. Determinar la densidad del átomo en decalibras/decilitros.

CAPÍTULO II ESTRUCTURA DE LA MATERIA

2.1. GENERALIDADES

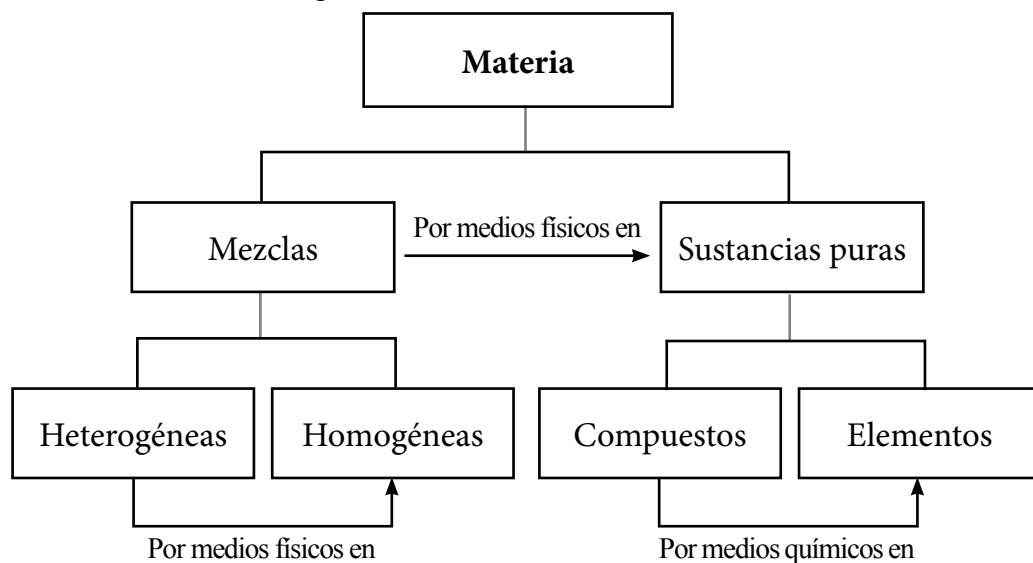
La materia se detalla como un concepto físico fundamental que posee masa y ocupa una parte en el espacio; y además se caracteriza por la extensión y la inercia. En Química, es obligatorio distinguir dos términos importantes como son masa y peso que son pronunciados muy continuamente en esta ciencia y cuyo concepto vale la pena aclarar (Katz, 2017).

Los términos masa y peso se utilizan de manera equivalente; sin embargo, rigurosamente hablando, son cantidades diferentes. La MASA es una medida de la cantidad de materia de una muestra en específico de ella. La masa de un cuerpo es constante y no varía, no interesa el sitio en el que se calcule. El PESO, desde un punto de vista técnico, es la fuerza que ejerce la gravedad del planeta en el cual este es pesado sobre la masa del cuerpo. De este modo, el peso de un cuerpo cambia, dependiendo del lugar en donde es pesado, mientras que la masa no (Chang, 2017).

2.2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Según los conocimientos químicos actuales, se diferencian varios subtipos de materia de acuerdo con su composición y propiedades. La clasificación de la materia comprende las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos, tal como se muestra en el siguiente esquema:

Figura 2.1. Clasificación de la materia



Fuente: tomado de Chang, 2017

MEZCLA

Es la asociación de sustancias arbitrarias puras y pueden ser heterogéneas u homogéneas. Es heterogénea cuando es posible detectar en ella fácilmente o incluso con la asistencia de una lupa o microscopio, dos o más fases o partes que la constituyen, cada una de las cuales posee características diferentes como, por ejemplo, ciertas rocas o minerales. Las mezclas son homogéneas cuando no se logran distinguir las partes que la conforman; por ejemplo, las soluciones como el agua salada, sal de mesa, el aire, etc. (Bucheli, 2003).

ELEMENTO

Es una sustancia pura formada por un solo tipo de átomos, y que no se puede descomponer en sustancias más sencillas por medios químicos ordinarios.

COMPUESTO

Es una sustancia pura que resulta de la asociación química de dos o más elementos diferentes que se han combinado en proporciones definidas.

SUSTANCIA

Es la designación universal que se utiliza para elementos y compuestos. Se les denomina también especies químicas y siempre poseen una composición definida e invariable.

ÁTOMOS

Es la partícula material más pequeña en que se divide la materia mediante procedimientos químicos que actúan en los cambios o reacciones químicas (Mortimer, 1998).

El átomo además es una partícula eléctricamente neutra, que conserva las propiedades del elemento al que corresponde, conformada por partículas fundamentales como el electrón, protón, neutrón de las que se hablará más adelante. El átomo se puede medir en Å (angstrom) $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$.

MOLÉCULA

Es un agregado de por lo menos dos átomos en una distribución definitiva, que se conservan unidos mediante fuerzas químicas, también llamados enlaces químicos. Si los átomos son de idéntico elemento, se tiene entonces una molécula elemental (Br_2 , H_2). Si los átomos son de distintos elementos, se obtienen moléculas de compuestos (HBr , CO) (Morrison, 2013).

IONES

Un ion es un átomo o grupo de átomos que tienen una carga neta positiva o negativa, debido a que perdió o ganó electrones.

Los iones negativos son denominados aniones. Ejemplos: Cl_1^- , Se_2^- , etc.

Los iones positivos son denominados cationes. Ejemplos: Na_1^+ , Ba_2^+ , Bi_3^+ .

NÚMERO ATÓMICO

Indica el número de protones que posee el núcleo del átomo; si el átomo es neutro, el número atómico es equivalente al número de electrones. El número atómico se representa con la letra Z y se anota como subíndice en la posición inferior izquierda del símbolo del elemento. Ejemplo: ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_{17}\text{Cl}$, etc.

NÚMERO DE MASA

Es la cantidad de nucleones que tiene un átomo. Los nucleones representan la suma de los protones (p^+) y neutrones (n^0) que están en el núcleo. El número de masa se coloca en la parte superior izquierda o derecha del símbolo del elemento y se simboliza con la letra A . Ejemplo: Cl^{35} , Ca^{40} .

Tomando en cuenta este concepto podemos establecer que:

$$\begin{aligned} Z &= \#p^+ \\ A &= \#p^+ + \#n^0 \rightarrow A = Z + N \end{aligned}$$

Donde, N es el número de neutrones.

Cuando hablamos de un mismo elemento, este puede presentar diferentes números de masa, ya que existen los isótopos que pueden presentar una desviación de los átomos haciendo que los núcleos del mismo número atómico puedan tener masas diferentes. Los *isótopos* son átomos de un mismo elemento con distinto número de masa.

Por ejemplo, conociendo un elemento cualquiera que posee las siguientes características $Z = 24$ y $A = 75$. Determinar a) el número de electrones (e^-), b) el número de protones (p^+), c) el número de neutrones (n^0) y d) representar de forma simbólica el átomo del elemento.

- a) Al ser $Z = 24$ y Z es el número atómico y este significa el número de protones, y como es un elemento neutro, entonces los electrones serán igual a los protones. Por lo tanto, hay $24 e^-$.
- b) El número atómico es igual al número de protones; por lo tanto, hay $24 p^+$.
- c) El número de neutrones es: $\#n^0 = 75 - 24 = 51$
- d) Tomando en cuenta los anteriores cálculos, representamos al átomo: ${}_{24}E^{75}$.

2.3. MODELOS ATÓMICOS

a) *Modelo atómico de Thomsom*

Incorporó la idea de tener al átomo como un modelo estático, en el cual los electrones presentaban posiciones estables en el seno de una masa positiva. El modelo sólido de Thomsom fue aprobado por algunos años por que permitía exponer cualitativamente algunos fenómenos como la emisión de la luz emitida por los átomos y la pérdida de electrones por la técnica de frotamiento (Bucheli, 2003).

b) *Modelo atómico de Rutherford*

Demuestra la existencia del núcleo atómico en el que encontraba toda la masa y la carga positiva del átomo, lo que le permite proponer un nuevo modelo atómico localizando al núcleo en el centro del átomo y alrededor del cual se encuentra una nube de electrones que poseían carga negativa (Bucheli, 2003).

c) *Modelo atómico de Bohr*

El átomo está constituido por un corpúsculo central llamado núcleo donde se encuentran los protones y neutrones, contiene la totalidad de la carga positiva y la masa del átomo, y los electrones se encuentran girando alre-

dedor del núcleo en órbitas circulares y concéntricas, por lo que existe un determinado número de electrones por cada órbita (Bucheli, 2003).

PESO ATÓMICO (PA)

En realidad, es la masa atómica de los elementos y es la cantidad de materia que existe en los átomos, resulta ser el peso promedio relativo de la composición isotópica natural del elemento. La masa de un átomo es enormemente pequeña. Por esta razón, se utiliza la unidad de masa atómica (uma).

$$PA = \frac{\sum (\% \times \text{Masa Atómica Isótopos})}{\sum (\%)}$$

ÁTOMO-GRAMO

Un átomo-gramo se define como el peso atómico de un elemento mencionado en unidades de g, se expresa con la simbología at-g y es conocido también con el nombre de mol de átomos. A continuación, se muestran algunos ejemplos:

En:

1at-g de hidrógeno hay un peso de 1,008 gramos.

1at-g de oxígeno hay un peso 16 gramos.

1at-g de oro hay un peso 196,96 gramos.

1at-g de aluminio hay un peso 26,97 gramos.

El número de átomos que existen en un átomo-gramo de todo elemento es de $6,022 \times 10^{23}$ átomos de dicho elemento. Este número tan elevado lleva el nombre de número de Avogadro. Por lo tanto, el átomo-gramo es la masa en gramos de $6,022 \times 10^{23}$ átomos de todo elemento (Brown, 2014).

2.4. CONCEPTOS COMPLEMENTARIOS DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

MOLÉCULA-GRAMO

Conocida como mol, y se define como la masa molecular o cantidad de materia presente en $6,022 \times 10^{23}$ unidades químicas que pueden ser átomos, moléculas, electrones, iones, etc.

El número de moléculas que existen en una molécula-gramo o mol de todo compuesto es de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de dicho compuesto. Esto significa que la molécula-gramo representa el peso en gramos de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de un determinado compuesto (Morrison, 2013).

PESO MOLECULAR

Es la suma de los pesos atómicos de los átomos que constituyen una molécula.

A continuación, se indica el procedimiento para determinar el peso molecular del ácido fosfórico H_3PO_4 .

Tabla 2.1. Peso molecular ácido fosfórico

ELEMENTO	PESO ATÓMICO	PESO TOTAL
H_3	1	$1 \times 3 = 3$
P	31	$31 \times 1 = 31$
O_4	16	$16 \times 4 = 64$
TOTAL:		98 g/mol

Este resultado expresado en palabras quiere decir que noventa y ocho gramos pesan un mol de ácido fosfórico, H_3PO_4 .

2.5. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Determinar el peso atómico del aluminio si la composición isotópica es Al^{26} , 55,4 %; Al^{28} , 44,6 %.

$$\text{PA} = \frac{\sum (\% \times \text{Masa Atómica Isótopos})}{\sum (\%)}$$

$$\text{PA} = \frac{(55,4) \times (26) + (44,6) \times 28}{100}$$

$$\text{PA} = \frac{(55,4) \times (26) + (44,6) \times 28}{100}$$

$$\text{PA} = 26,89 \text{ uma}$$

2. El carbono en el ambiente presenta dos isótopos, C^{12} y C^{14} . Determinar las abundancias isotópicas que tienen estos dos isótopos, si el peso atómico del C es 12,012 uma.

Le fijamos a cada incógnita una variable: $\% \text{C}^{12} = A$

$$\% \text{C}^{14} = B$$

Por lo tanto: $A + B = 100$

De donde: $A = 100 - B$

Al sustituir en la ecuación que se utiliza para la determinación del peso atómico, tenemos:

$$12,012 = \frac{12 A + 14 B}{100}$$

$$12,012 = \frac{12 \times (100 - B) + 14 B}{100}$$

$$12,012 = \frac{1200 - 12 B + 14 B}{100}$$

$$B = 0,6$$

Entonces: $\% C^{14} = 0,6$

Por lo tanto: $A = 100 - 0,6$

De donde: $\% C^{12} = 99,4$

3. Calcular la cantidad de átomos-gramos y de átomos que hay en 2,5 gramos de bromo, si el peso atómico del bromo es 80 uma.

$\Rightarrow$ Br = 80 uma significa que en 1 mol de Br pesa 80 g.

Por lo tanto 80 uma es equivalente a 80 g/mol.

$$2,5 \text{ g Br} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{80 \text{ g Br}} \times \frac{1 \text{ at-g Br}}{1 \text{ mol Br}} = 0,031 \text{ at-g Br}$$

$$2,5 \text{ g Br} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{80 \text{ g Br}} \times \frac{1 \text{ at-g Br}}{1 \text{ mol Br}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Br}}{1 \text{ at-g Br}} = 1,88 \times 10^{22} \text{ átomos Br}$$

La cantidad de átomos gramos y átomos formados respectivamente es 0,031 at-g Br y $1,88 \times 10^{22}$ átomos Br.

4. Calcular el número de at-g y la masa presente en $2,9 \times 10^{23}$ átomos de K, si el peso atómico es 39 uma.

$\Rightarrow$ K = 39 uma significa que en 1 mol de K pesa 39 g.

$$2,9 \times 10^{23} \text{ átomos K} \times \frac{1 \text{ at-g K}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos K}} = 0,48 \text{ at-g K}$$

$$2,9 \times 10^{23} \text{ átomos K} \times \frac{1 \text{ at-g K}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos K}} \times \frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ at-g K}} \times \frac{39 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} = 18,78 \text{ g K}$$

La cantidad de átomos expresada en gramos y masa formada respectivamente es 0,48 at-g de K y 18,78 g K.

5. Determinar el número de moles y el número de moléculas a los que corresponde 3,5 g de CaBr_2 . Si los pesos atómicos de los elementos son: $\text{Ca} = 40 \text{ g/mol}$ y $\text{Br} = 80 \text{ g/mol}$.

$\Rightarrow$ Determinamos el peso molecular del CaBr_2 :

$$\text{PM}_{\text{CaBr}_2} = 200 \text{ g/mol}$$

$$3,5 \text{ g CaBr}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaBr}_2}{200 \text{ g CaBr}_2} = 0,017 \text{ moles CaBr}_2$$

$$3,5 \text{ g CaBr}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaBr}_2}{200 \text{ g CaBr}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CaBr}_2}{1 \text{ mol CaBr}_2} = 1,05 \times 10^{22} \text{ moléculas CaBr}_2$$

La cantidad de moles y moléculas de CaBr_2 formadas respectivamente es 0,017 moles y $1,05 \times 10^{22}$ moléculas.

6. En 105 g de ZnCl_2 . Calcular: a) la cantidad de moles del compuesto, b) moléculas del compuesto, c) at-g de cada elemento, d) átomos de cada elemento y e) los gramos formados de cada elemento. Si los pesos atómicos son: $\text{Zn} = 65,4 \text{ g/mol}$ y $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$.

$$\text{PM}_{\text{ZnCl}_2} = 136,4 \text{ g/mol}$$

$$\text{a) } 105 \text{ g ZnCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} = 0,77 \text{ moles ZnCl}_2$$

$$\text{b) } 105 \text{ g ZnCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 4,64 \times 10^{23} \text{ moléculas ZnCl}_2$$

- c) En 1 mol de ZnCl_2 hay 1 at-g Zn y 2 at-g Cl, por tanto:

$$0,77 \text{ moles ZnCl}_2 \times \frac{1 \text{ at-g Zn}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 0,77 \text{ at-g Zn}$$

$$0,77 \text{ moles ZnCl}_2 \times \frac{2 \text{ at-g Cl}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 1,54 \text{ at-g Cl}$$

$$d) 0,77 \text{ at-g Zn} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Zn}}{1 \text{ at-g Zn}} = 4,63 \times 10^{23} \text{ átomos Zn}$$

$$1,54 \text{ at-g Cl} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ at-g Cl}} = 9,27 \times 10^{23} \text{ átomos Cl}$$

$$e) 0,77 \text{ at-g Zn} \times \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{1 \text{ at-g Zn}} \times \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 50,36 \text{ g Zn}$$

$$1,54 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{2 \text{ at-g Cl}} \times \frac{70 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 53,9 \text{ g Cl}$$

7. Una muestra de 0,7638 gramos de FeCl₂ (cloruro ferroso) fue transformada por un proceso de fusión en hierro metálico. El peso del hierro metálico fue de 0,4683 gramos. Si el peso atómico del cloro es 35,45 g/mol; establecer el peso atómico del hierro.

⇒ Según los datos: 0,7638 g FeCl₂ → 0,4683 g Fe metálico.

Establecemos los gramos de cloro: g Cl = 0,7638 g – 0,4683 g = 0,2955g

$$0,2955 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} \times \frac{2 \text{ at-g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 0,0166 \text{ at-g Cl}$$

$$0,2955 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{2 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 8,324 \times 10^{-3} \text{ at-g Fe}$$

⇒ Determinamos el peso atómico del Fe:

$$PA = \frac{0,4683 \text{ g Fe}}{8,324 \times 10^{-3} \text{ at-g Fe}} = 56,25$$

El peso atómico del hierro metálico es de 56,25 g/mol.

El peso del Fe según la tabla periódica es 55,85. Existe esta variación debido a que existen varios isótopos de hierro, por lo cual el valor de la tabla periódica es un valor aproximado.

8. En una reacción electroquímica, una muestra de 2,89 gramos de VOCl_3 se sometió a una sucesión de procesos por medio de los cuales todo el cloro presente en el compuesto original se transformó en cloruro de plata, cuyo peso es de 7,19 gramos. Si los pesos atómicos de: $\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$, $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ y $\text{O} = 15,99 \text{ g/mol}$, deducir el peso atómico del vanadio.

⇒ Calculamos el peso molecular del AgCl :

$$\text{PM}_{\text{AgCl}} = 143,5 \text{ g/mol}.$$

$$7,19 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,5 \text{ g AgCl}} = 0,05 \text{ moles AgCl}$$

Determinamos los at-g de Cl en AgCl :

$$0,05 \text{ moles AgCl} \times \frac{1 \text{ at-g Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,05 \text{ at-g Cl}$$

⇒ Como toda la cantidad de cloro que se encuentra formando el AgCl , está constituyendo parte del VOCl_3 , tenemos lo siguiente:

$$0,05 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ at-g O}}{3 \text{ at-g Cl}} = 0,0166 \text{ at-g O}$$

$$0,05 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ at-g V}}{3 \text{ at-g Cl}} = 0,0166 \text{ at-g V}$$

⇒ Ahora calculamos la masa de cloro y de oxígeno presente:

$$0,05 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ at-g Cl}} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1,775 \text{ g Cl}$$

$$0,0166 \text{ at-g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ at-g O}} \times \frac{15,99 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0,265 \text{ g O}$$

⇒ Determinamos el peso atómico del vanadio:

$$\text{g vanadio} = 2,89 - 1,775 - 0,265$$

$$\text{g vanadio} = 0,85 \text{ g}$$

$$\text{PA} = \frac{0,85 \text{ g V}}{0,0166 \text{ at-g V}} = 51,20$$

El peso atómico del vanadio es de 51,20 g/mol.

9. Se hace reaccionar una muestra de 12,55 g de ZrBr_4 y, luego de diversos procesos sintéticos, el bromo mezclado se evapora completamente como AgBr . La cantidad de Ag presente en el AgBr es 13,23 g. Si los pesos atómicos de la Ag y el Br son 107,88 g/mol y 79,91 g/mol respectivamente, calcular el peso atómico del Zr .

⇒ Calculamos el la masa molecular del AgBr :

$$\text{PM AgBr} = 187,79 \text{ g/mol}$$

$$13,23 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,88 \text{ g Ag}} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol Ag}} \times \frac{79,91 \text{ g Br}}{1 \text{ mol Br}} = 9,79 \text{ g Br}$$

⇒ Determinamos los at-g de Zr :

$$9,79 \text{ g Br} \times \frac{1 \text{ at-g Br}}{79,91 \text{ g Br}} \times \frac{1 \text{ at-g Zr}}{4 \text{ at-g Br}} = 0,0306 \text{ at-g Zr}$$

⇒ Determinamos el peso atómico del zirconio:

$$\text{g Zr} = 12,55 \text{ g} - 9,79 \text{ g}$$

$$\text{g Zr} = 2,76 \text{ g}$$

$$\text{PA} = \frac{2,76 \text{ g Zr}}{0,0306 \text{ at-g Zr}} = 90,19$$

El peso atómico del zirconio es de 90,19 g/mol.

El peso del Zr según la tabla periódica es 91,22. Existe esta variación debido a que existen varios isótopos de Zr por lo cual el valor de la tabla periódica es un valor aproximado.

10. En 0,52 g de una sustancia elemental A existen $2,97 \times 10^{21}$ átomos esta cantidad reacciona debidamente con $8,87 \times 10^{21}$ átomos de B para formar una sustancia compuesta. Si el peso atómico de B es 37,23 uma, calcular la composición del compuesto en porcentaje en peso y el peso atómico de A.

$\Rightarrow B = 37,23$ uma significa que en 1 mol de B pesa 37,23 g.

$$PA_B = 37,23 \text{ g/mol}$$

$$8,87 \times 10^{21} \text{ átomos B} \times \frac{1 \text{ at-g B}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos B}} \times \frac{1 \text{ mol B}}{1 \text{ at-g B}} \times \frac{37,23 \text{ g B}}{1 \text{ mol B}} = 0,55 \text{ g B}$$

$$PA_A = \frac{0,52 \text{ g A}}{2,97 \times 10^{21} \text{ átomos A}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos A}}{1 \text{ at-g A}} \times \frac{1 \text{ at-g A}}{1 \text{ mol A}}$$

$$PA_A = 105,43 \text{ g/mol}$$

$\Rightarrow$ Determinamos la masa del compuesto total:

$$\text{Masa Total} = g A + g B$$

$$\text{Masa Total} = 0,52 \text{ g} + 0,55 \text{ g}$$

$$\text{Masa Total} = 1,07 \text{ g}$$

$$\% \text{ Peso A} = \frac{0,52 \text{ g}}{1,07 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso B} = \frac{0,55 \text{ g}}{1,07 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso A} = 48,59 \%$$

$$\% \text{ Peso B} = 51,40 \%$$

11. Una sustancia compuesta de fórmula A_2SeO_3 presenta 21,19 % en peso de Se. Si se tiene 180 g de masa total de A_2SeO_3 , calcular: a) los gramos de A que hay en la sustancia, b) los átomos de oxígeno presentes.

$$\rightarrow PA_{Se} = 79 \text{ g/mol}$$

$$PA_O = 16 \text{ g/mol}$$

$$180 \text{ g compuesto} \times \frac{21,19 \text{ g Se}}{100 \text{ g compuesto}} = 38,14 \text{ g Se}$$

⇒ Tomar en cuenta que el porcentaje en peso se trabaja con la relación en gramos o la relación en pesos moleculares.

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{PM elemento}}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

Por lo tanto, al aplicar la fórmula:

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{PM elemento}}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

$$21,19 \% = \frac{79}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

$$\text{PM compuesto} = 372,81 \text{ g/mol}$$

⇒ Ahora determinamos la composición porcentual del oxígeno:

$$\% \text{ Peso O} = \frac{3 \times 16}{372,81} \times 100$$

$$\% \text{ Peso O} = 12,88 \%$$

⇒ Al tener el porcentaje en peso del oxígeno y del selenio se puede determinar el porcentaje en peso del elemento A.

$$\% \text{ Peso A} = 100 \% - 12,88 \% - 21,19 \%$$

$$\% \text{ Peso A} = 65,93 \%$$

Ahora se pueden determinar los gramos del elemento A:

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$65,93 \% = \frac{\text{g elemento}}{180} \times 100\%$$

$$\text{a) masa A} = 118,67 \text{ g}$$

Para determinar los átomos de oxígeno presente partimos de la masa total:

$$180 \text{ g compuesto} \times \frac{12,88 \text{ g O}}{100 \text{ g compuesto}} \times \frac{1 \text{ at-g O}}{16 \text{ g O}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ at-g O}} =$$

$$\text{b) } = 8,72 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

12. En 58 gramos de HgCl_2 , calcular: a) la cantidad de moles del compuesto, b) moléculas del compuesto, c) at-g de cada elemento, d) átomos de cada elemento y e) los gramos formados de cada elemento. Si los pesos atómicos son: $\text{Hg} = 200,59 \text{ g/mol}$ y $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$.

$$\text{PM}_{\text{HgCl}_2} = 271,59 \text{ g/mol}$$

$$\text{b) } 58 \text{ g HgCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol HgCl}_2}{271,59 \text{ g HgCl}_2} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas HgCl}_2}{1 \text{ mol HgCl}_2} = 1,286 \times 10^{23} \text{ moléculas HgCl}_2$$

c) En 1 mol de HgCl_2 hay 1 at-g Hg y 2 at-g Cl, por tanto:

$$0,21 \text{ moles HgCl}_2 \times \frac{1 \text{ at-g Hg}}{1 \text{ mol HgCl}_2} = 0,21 \text{ at-g Hg}$$

$$0,21 \text{ moles HgCl}_2 \times \frac{2 \text{ at-g Cl}}{1 \text{ mol HgCl}_2} = 0,42 \text{ at-g Cl}$$

$$\text{d) } 0,21 \text{ at-g Hg} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Hg}}{1 \text{ at-g Hg}} = 1,26 \times 10^{23} \text{ átomos Hg}$$

$$0,42 \text{ at-g Cl} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ at-g Cl}} = 2,53 \times 10^{23} \text{ átomos Cl}$$

$$\text{e) } 0,21 \text{ at-g Hg} \times \frac{1 \text{ mol HgCl}_2}{1 \text{ at-g Hg}} \times \frac{200,59 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol HgCl}_2} = 42,12 \text{ g Hg}$$

$$0,42 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ mol HgCl}_2}{2 \text{ at-g Cl}} \times \frac{71 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol HgCl}_2} = 29,82 \text{ g Cl}$$

13. En una reacción electroquímica, una muestra de 3,02 gramos de VOCl_3 se sometió a una sucesión de procesos por medio de los cuales todo el cloro presente en el compuesto original se transformó en cloruro de oro (I), cuyo peso es de 6,19 gramos. Si los pesos atómicos de: $\text{Au}=196,97 \text{ g/mol}$, $\text{Cl}=35,5 \text{ g/mol}$ y $\text{O}=15,99 \text{ g/mol}$, deducir el peso atómico del vanadio.

⇒ Calculamos las moles del AuCl :

$$\text{PM}_{\text{AuCl}} = 232,47 \text{ g/mol.}$$

$$6,19 \text{ g AuCl} \times \frac{1 \text{ mol AuCl}}{232,47 \text{ g AuCl}} = 0,027 \text{ moles AuCl}$$

Determinamos los at-g de Cl en AuCl :

$$0,027 \text{ moles AuCl} \times \frac{1 \text{ at-g Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,027 \text{ at-g Cl}$$

⇒ Como toda la cantidad de cloro que se encuentra formando el AuCl_3 , está constituyendo parte del VOCl_3 , tenemos lo siguiente:

$$0,027 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ at-g O}}{3 \text{ at-g Cl}} = 0,0088 \text{ at-g O}$$

$$0,027 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ at-g V}}{3 \text{ at-g Cl}} = 0,0088 \text{ at-g V}$$

⇒ Ahora calculamos la masa de cloro y de oxígeno presente:

$$0,027 \text{ at-g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ at-g Cl}} \times \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 0,9585 \text{ g Cl}$$

$$0,027 \text{ at-g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ at-g O}} \times \frac{15,99 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0,4317 \text{ g O}$$

⇒ Determinamos el peso atómico del vanadio:

$$\text{g Vanadio} = 3,02 - 0,9585 - 0,4317$$

$$\text{g Vanadio} = 1,6298 \text{ g}$$

$$\text{PA} = \frac{1,6298 \text{ g V}}{0,0088 \text{ at-g V}} = 183,12$$

El peso atómico del vanadio metálico es de 183,12 g/mol.

14. Una sustancia compuesta de fórmula A_2SeO_3 presenta en su composición 35,20 % en peso de Se. Si se tiene 200 g de masa total de A_2SeO_3 , calcular a) los gramos de A que hay en la sustancia y b) los átomos de oxígeno presentes:

$$\Rightarrow PA_{Se} = 79 \text{ g/mol}$$

$$PA_O = 16 \text{ g/mol}$$

$$200 \text{ g compuesto} \times \frac{21,19 \text{ g Se}}{100 \text{ g compuesto}} = 42,38 \text{ g Se}$$

$\Rightarrow$ Tomar en cuenta que el porcentaje en peso se trabaja con la relación en gramos o la relación en pesos moleculares.

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{PM elemento}}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

Por lo tanto, al aplicar

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{PM elemento}}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

$$35,20 \% = \frac{79}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

$$\text{PM compuesto} = 224,43 \text{ g/mol}$$

$\Rightarrow$ Ahora determinamos la composición porcentual del oxígeno:

$$\% \text{ Peso O} = \frac{3 \times 16}{224,43} \times 100$$

$$\% \text{ Peso O} = 21,38 \%$$

⇒ Una vez que se tiene el porcentaje en peso del oxígeno y del selenio, se puede determinar el porcentaje en peso del elemento A.

$$\% \text{ Peso A} = 100 \% - 21,38 \% - 35,20 \%$$

$$\% \text{ Peso A} = 43,41 \%$$

Ahora se puede determinar los gramos del elemento A:

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$43,41 \% = \frac{\text{g elemento}}{200} \times 100\%$$

$$\text{c) masa A} = 86,82 \text{ g}$$

Para determinar lo átomos de oxígeno presente, partimos de la masa total:

$$200 \text{ g compuesto} \times \frac{21,38 \text{ g O}}{100 \text{ g compuesto}} \times \frac{1 \text{ at-g O}}{16 \text{ g O}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ at-g O}} =$$

$$\text{d) } = 1,60 \times 10^{24} \text{ átomos de O}$$

2.6. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. El berilio en estado natural consta de un primer isótopo con 80 % de Be^{10} y un 20 % contenido en un segundo isótopo para conseguir explicar el peso atómico del berilio que es de 9,01 uma. ¿Cuál debería ser la masa nucleica del segundo isótopo.
2. En reacciones químicas generadas en laboratorios de alta pureza, se investigó que 1,692 g de Sn se encuentran comprendidos en 3,781 g de SnCl_4 . Si el peso atómico del cloro está representado por 35,451 g/mol, ¿cuál es el valor del peso atómico del Sn concluyente a partir de este análisis?
3. Se tiene 0,95 moles de antimonio (Sb_4). a) cuántas moléculas de Sb_4 hay en este elemento; b) cuántos átomos de Sb hay; c) cuántos at-g de Sb están inicialmente.
4. A un embalse hidroeléctrico que suministra agua se le ha adicionado 0,60 ppb de cloroformo, CHCl_3 . Determinar el número de moléculas de CHCl_3 que estarán presentes en una gota de esta agua. Para lo cual se tiene que una gota es igual a 0,07 ml. Es importante recordar que ppb es partes por billón y sus unidades son $\mu\text{g/l}$.
5. ¿Cuántos átomos de oxígeno se encuentran presentes en 1,25 moles de Ca (AsO_3)₂ y b) cuántos átomos de arsénico hay en la misma cantidad?
6. ¿Cuál de las siguientes sustancias presentan la cantidad más grande de átomos? a) 4 g de plomo, Pb; b) 3 g de agua, H_2O ; c) 2 g de argón, Ar; o, d) 3 g de benceno, C_6H_6 .
7. Una sustancia está conformada por los elementos A, B, C en una relación 1:1:4. Calcular la cantidad máxima de esta sustancia que se puede establecer a partir de: 30,5 g de A; 4×10^{23} átomos de B y 2,5 at-g de C, teniendo en cuenta que los pesos atómicos de los elementos mencionados son: A = 40 g/mol; B = 32 g/mol; C = 16 g/mol.
8. Calcular la cantidad de kilogramos de cromita, que contiene el 42 % de Cr_2O_3 , que se necesitan para producir 3,7 libras de Cr.
9. Calcular el número at-g de telurio que están presentes en veinticinco moles de $\text{Al}_2(\text{TeO}_4)_3$.

10. Determinar el peso atómico de A, si en 50 g del compuesto A_2O_5 encontramos 27,23 g de oxígeno.
11. Una sustancia compuesta de fórmula A_3PO_4 presenta en su composición 15,56 % en peso de P. Si se tiene 280 g de masa total de A_3PO_4 , calcular:
a) los gramos de A que hay en la sustancia y b) los átomos del elemento A presentes.
12. Un compuesto de fórmula AB_4 presenta una composición porcentual en peso de un 18,92 % de A. Si el peso atómico de A es 75 uma. Calcular el peso molecular del compuesto y los átomos de B presentes.

CAPÍTULO III

REVISIÓN DE NOMENCLATURA QUÍMICA

Es propósito de los autores sistematizar, dentro de lo permisible, la nomenclatura de la química inorgánica, para que todos hablemos el mismo idioma.

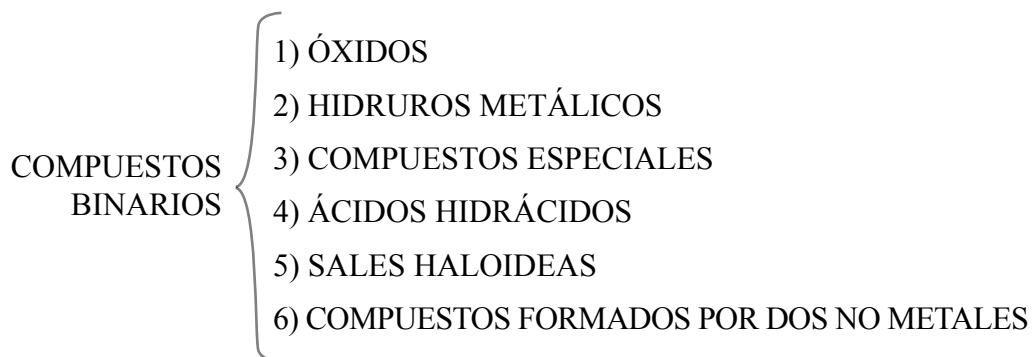
Se puede definir a la nomenclatura química como el estudio de las reglas lógicas y principios para designar los nombres y las fórmulas de los compuestos químicos. Un sistema racional de nomenclatura que es necesario mencionar es el IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) que formaliza recomendaciones acerca de las reglas de nomenclatura, aunque se utiliza también el sistema tradicional. Por ejemplo, el compuesto CoBr_3 se le puede nombrar:

IUPAC $\rightarrow$ CoBr_3 Tribromuro de cobalto o bromuro de cobalto (III)

TRADICIONAL $\rightarrow$ CoBr_3 Bromuro cobáltico

De igual manera, el compuesto Br_2O_5 se le puede nombrar como pentóxido de dibromo o como anhídrido brómico de acuerdo como manifiesta el sistema IUPAC o el tradicional respectivamente. Se puede clasificar a la nomenclatura química inorgánica de acuerdo al número de elementos que conforman la sustancia distinguiéndose así compuestos binarios, ternarios y cuaternarios. En este capítulo se priorizará la nomenclatura tradicional.

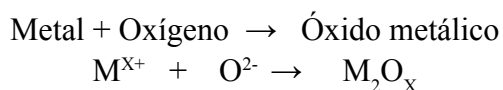
3.1. COMPUESTOS BINARIOS, TERNARIOS Y CUATERNARIOS



Óxidos

Óxidos básicos

El oxígeno (O) se combina con los metales (M) y forma una variedad de compuestos denominados óxidos metálicos, en que el metal tiene un estado de oxidación positivo y el anión oxígeno, un estado de oxidación 2-. Son básicos porque, cuando reaccionan con el agua, forman los hidróxidos o bases.



⇒ Nomenclatura

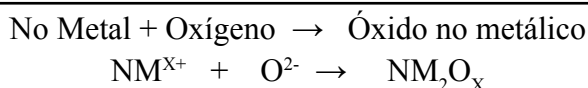
- Si el metal presenta un estado de oxidación, se escribe ÓXIDO DE y luego el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, se escribe ÓXIDO y luego el nombre del metal terminado en OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

A continuación, se mencionan algunos ejemplos:

Li ₂ O	Óxido de litio	FeO	Óxido ferroso
CaO	Óxido de calcio	Fe ₂ O ₃	Óxido férrico
Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio	PbO	Óxido plumboso
RaO	Óxido de radio	PbO ₂	Óxido plúmbico
Au ₂ O ₃	Óxido áurico	CrO	Óxido cromoso
ZnO	Óxido de zinc	Cr ₂ O ₃	Óxido crómico

Óxidos ácidos o anhídridos

El oxígeno (O) también se combina con los no metales (NM) y forma una variedad de compuestos denominados óxidos no metálicos, en que el no metal tiene un estado de oxidación positivo y el anión oxígeno presenta un estado de oxidación 2-. Son ácidos porque, cuando reaccionan con el agua, forman los ácidos oxácidos u oxoácidos.



⇒ Nomenclatura

- Si el no metal presenta un estado de oxidación, se escribe ANHÍDRIDO y luego el nombre del no metal. Pueden existir excepciones, como es el caso del boro que presenta un solo estado de oxidación positivo y se escribiría anhídrido bórico.
- Si el no metal presenta dos estados de oxidación, se escribe ANHÍDRIDO y luego el nombre del no metal terminado en OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.
- Si el no metal tiene cuatro estados de oxidación se efectúa de la siguiente manera:

HIPO	_____	OSO
	_____	OSO
	_____	ICO
PER	_____	ICO

A continuación, se mencionan algunos ejemplos:

N_2O_3	Anhídrido nitroso
N_2O_5	Anhídrido nítrico
CO_2	Anhídrido carbónico
Cl_2O	Anhídrido hipocloroso
As_2O_3	Anhídrido arsenioso
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso
Cl_2O_5	Anhídrido clórico
SeO_2	Anhídrido selenioso
SO_2	Anhídrido sulfuroso

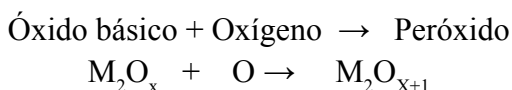
También tenemos la presencia de óxidos ácidos de metal, que trabajan con los siguientes elementos anfóteros (Cr^{6+} , Mn^{4+} , $6+$, $7+$, W^{6+} , V^{5+} , Bi^{5+} , Mo^{6+}), y son de vital importancia ya que dan origen a compuestos ácidos y sales muy conocidos como son el $KMnO_2$, $K_2Cr_2O_7$, etc. A continuación, se mencionan algunos ejemplos:

CrO_3	Anhídrido crómico
Mn_2O_7	Anhídrido permangánico

Peróxidos

Para obtener la fórmula, se considera que el estado de oxidación del oxígeno (O) es 1-. Son óxidos de algunos metales que se enlazan a su molécula principal con un átomo de oxígeno adicional.

El grupo peroxo es (-O-O-) o $(O_2)^{2-}$ y el subíndice 2- del peroxo nunca se simplifica al formular.



⇒ Nomenclatura:

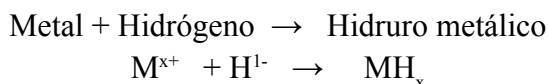
- Si el metal presenta un estado de oxidación, se escribe PERÓXIDO DE y en seguida el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, se anota PERÓXIDO y luego el nombre del metal terminado en OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

A continuación, se indican ejemplos de este tipo:

Li_2O_2	Peróxido de litio
BeO_2	Peróxido de berilio
BaO_2	Peróxido de bario
H_2O_2	Peróxido de hidrógeno
Cu_2O_2	Peróxido cuproso
$Au_2(O_2)_3$	Peróxido áurico
SnO_4	Peróxido estáñico

Hidruros o hidruros metálicos

El hidrógeno (H) se combina con cualquier metal (M) y obtiene una variedad de compuestos denominados hidruros metálicos, en que el metal tiene un estado de oxidación positivo y el anión hidrógeno un estado de oxidación 1-.



⇒ Nomenclatura:

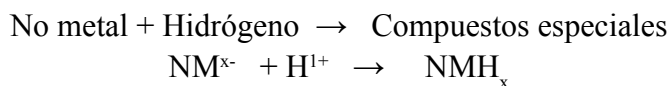
- Si el metal tiene un estado de oxidación, se anota HIDRURO DE y a continuación el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, se apunta HIDRURO y seguidamente el nombre del metal con la terminación OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

A continuación, se muestran algunos ejemplos:

NaH	Hidruro de sodio	CoH ₂	Hidruro cobaltoso
CsH	Hidruro de cesio	CoH ₃	Hidruro cobáltico
AlH ₃	Hidruro de aluminio	PbH ₂	Hidruro plumboso
CdH ₂	Hidruro de cadmio	PbH ₄	Hidruro plúmbico
RbH	Hidruro de rubidio	AuH	Hidruro auroso
MgH ₂	Hidruro de magnesio	AuH ₃	Hidruro áurico
ScH ₃	Hidruro de escandio	CrH ₂	Hidruro cromoso

Compuestos especiales

El hidrógeno (H) se combina con los no metales (NM) de las familias (III, IV y VA), en donde el no metal tiene un estado de oxidación negativo y el hidrógeno un estado de oxidación 1+.



⇒ Nomenclatura

- Estos compuestos tienen nombres propios.

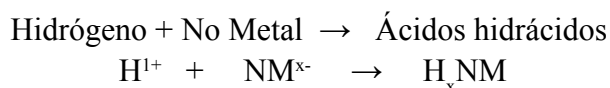
BH_3	Borano
CH_4	Metano
SiH_4	Silano
NH_3	Amoníaco
PH_3	Fosfamina o fosfina
AsH_3	Arsenamina o arsina
SbH_3	Estibamina o estibina

- La importancia de los compuestos especiales está en que, a partir de ellos, logran establecerse RADICALES de carga 1+, como los que se muestran a continuación:

$(\text{PH}_4)^{1+}$	Radical fosfonio
$(\text{NH}_4)^{1+}$	Radical amonio
$(\text{AsH}_4)^{1+}$	Radical arsonio
$(\text{SbH}_4)^{1+}$	Radical estibonio

Ácidos hidrácidos

Se forman mediante la unión del hidrógeno (H) con los no metales (NM) de las familias (VI A y VII A), excepto el oxígeno, en donde el no metal tiene un estado de oxidación negativo y el hidrógeno, un estado de oxidación 1+. En su fórmula, se escribe primero el hidrógeno y después el no metal. La denominación de ácidos hidrácidos se debe a que son compuestos gaseosos que, al solubilizar en agua, forman una solución de naturaleza química ácida.



⇒ Nomenclatura

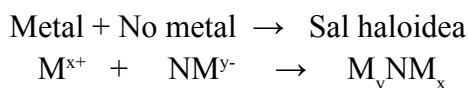
- Si la sustancia formada está en estado líquido o en solución acuosa, se escribe la palabra **ÁCIDO**, y después el nombre del no metal con la terminación **HÍDRICO**.
- Si la sustancia formada es un gas, se anota el no metal con la terminación **URO** y seguidamente las palabras **DE HIDRÓGENO**.

A continuación, se muestran las sustancias que conforman los ácidos hidrácidos:

HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
HI	Ácido yodhídrico	Ioduro de hidrógeno
H ₂ Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno
H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
H ₂ Te	Ácido telurhídrico	Telururo de hidrógeno

Sales haloideas

Se las denomina también sales binarias y se forman de la combinación de un metal (M) con un no metal (NM). En donde el metal tiene un estado de oxidación positivo y el no metal presenta un estado de oxidación negativo.



⇒ Nomenclatura:

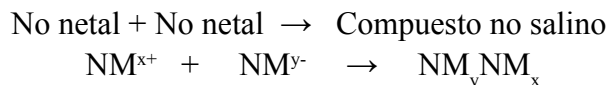
- Si el metal presenta un estado de oxidación, se escribe el nombre del no metal terminado en URO y en seguida el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, se anota el nombre del no metal terminado en URO y en seguida el nombre del metal terminado en OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

A continuación, se muestran ejemplos de este tipo:

FrCl	Cloruro de francio	NiCl ₂	Cloruro níqueloso
Al ₂ S ₃	Sulfuro de aluminio	Ni ₄ C ₃	Carburo níquelico
RaF ₂	Fluoruro de radio	MnS	Sulfuro manganesoso
AgBr	Bromuro de plata	Mn ₂ S ₃	Sulfuro mangánico
BiI ₃	Ioduro de bismuto	Au ₂ Te	Telururo auroso
Zn ₃ N ₂	Nitruro de zinc	HgTe	Telururo mercurico

Compuestos no salinos

Son compuestos que implican la asociación de dos no metales (NM), en donde se sitúa primero el elemento con menor electronegatividad y luego el elemento con mayor electronegatividad. Finalmente, se intercambian sus estados de oxidación.



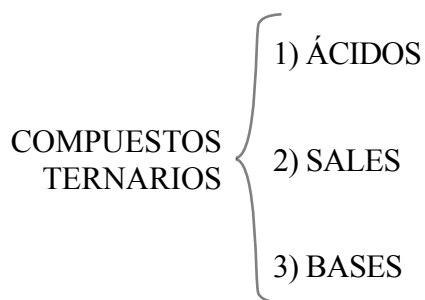
⇒ Nomenclatura:

- Primero analizamos la electronegatividad. Si el no metal menos electronegativo tiene un estado de oxidación el nombre iría con la terminación ICO; y el no metal más electronegativo, con la terminación URO.
- Si el no metal menos electronegativo posee dos estados de oxidación, este terminará en OSO e ICO cuando actúa son menor o mayor estado de oxidación respectivamente.
- Si el no metal tiene cuatro estados de oxidación, se efectúa de la siguiente manera iniciando desde el menor estado de oxidación:

HIPO	_____	OSO
	_____	OSO
	_____	ICO
PER	_____	ICO

A continuación, se muestran ejemplos de este tipo:

BF_3	Fluoruro bórico
As_2S_3	Sulfuro arsenioso
BrCl_7	Cloruro perbrómico
BrCl_5	Cloruro brómico



Ácidos (oxácidos)

Actualmente, el concepto más admitido para los ácidos es el que manifiesta que son una sustancia que acepta un par de electrones, en que los oxácidos provienen de la reacción de los óxidos ácidos o anhídridos con el agua para formar compuestos ácidos.



Ácidos Familias VI A y VII A:

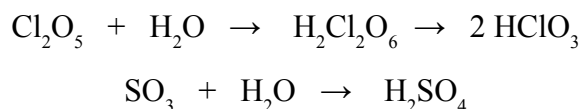
Se obtienen cuando el anhídrido de los no metales de las familias VI A y VII A incluido el nitrógeno de la familia VA reaccionan con una o varias moléculas de agua. La familia VIA puede formar compuestos META, PIRO Y ORTO (polihidratados). Los monohidratados únicamente son la familia VIIA y el nitrógeno VA. El ácido formado siempre tendrá el hidrógeno (H) con estado de oxidación 1+, el oxígeno (O) con estado de oxidación 2- y el no metal con estado de oxidación positivo de acuerdo al compuesto que deseemos formar.

⇒ Nomenclatura:

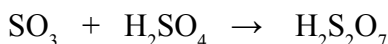
- Los no metales de las familias VI A, incluido el nitrógeno, presentan dos estados de oxidación, por lo que se anota la palabra ÁCIDO y seguidamente el nombre del no metal con la terminación OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación o ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

- Los no metales de las familias VII A presentan cuatro estados de oxidación, por lo que se anota la palabra **ÁCIDO** y seguidamente con las terminaciones hipo-oso, oso, ico o per-ico dependiendo el estado de oxidación.

A continuación, se muestra la adición de una molécula de agua al anhídrido clórico y al anhídrido sulfúrico para la formación del ácido clórico y el ácido sulfúrico respectivamente.



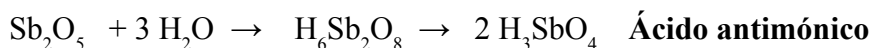
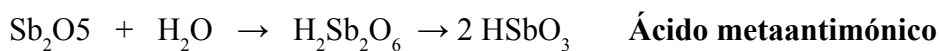
Además, el azufre puede formar compuestos polihidratados como es el caso del ácido piro sulfúrico:



Ácidos familia VA:

Se obtienen cuando el anhídrido de los no metales de las familias V A, excepto el nitrógeno, puede reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua. Cuando el anhídrido reacciona con una molécula de agua, utiliza el prefijo **META**; con dos moléculas de agua, utiliza el prefijo **PIRO**; y con tres moléculas de agua, el prefijo **ORTO**, teniendo en consideración que la escritura de este prefijo es opcional. El boro de la familia III A cumple con las mismas reglas de este apartado.

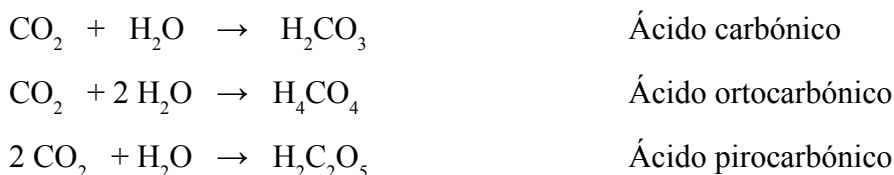
A continuación, se muestran algunos ejemplos para cada caso:



Ácidos familia IVA:

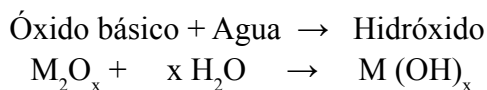
Se obtienen cuando el anhídrido de los no metales de las familias IVA puede reaccionar con una y dos moléculas de agua. Cuando el anhídrido reacciona con una molécula de agua, utiliza el prefijo META; con dos moléculas, ORTO; y se utiliza el prefijo PIRO cuando dos moléculas de anhídrido reaccionan con una molécula de agua, teniendo en cuenta que para esta familia el prefijo meta es opcional.

A continuación, se muestran algunos ejemplos de este tipo:

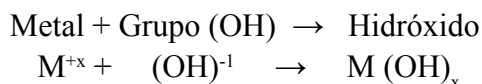


Hidróxidos (bases)

Los óxidos metálicos o básicos (MO), al momento de reaccionar con agua (H_2O), originan compuestos denominados bases o hidróxidos (MOH), que son compuestos ternarios debido a que están formados de tres elementos; en este caso, el metal, el hidrógeno y el oxígeno.



Son compuestos también oxigenados e hidrogenados que se consiguen por la unión de un metal (M) y el grupo hidróxido (OH).



⇒ Nomenclatura:

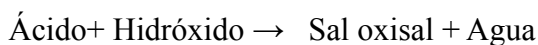
- Si el metal tiene un estado de oxidación, se anota HIDRÓXIDO de y, a continuación, el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, se anota HIDRÓXIDO y seguidamente el nombre del metal con la terminación OSO cuando actúa con su menor estado de oxidación e ICO cuando actúa con su mayor estado de oxidación.

Ejemplos:

Sr (OH) ₂	Hidróxido de estroncio
Mn (OH) ₃	Hidróxido mangánico
Ni (OH) ₃	Hidróxido níquelico
Cu (OH)	Hidróxido cuproso
Pr (OH) ₄	Hidróxido praseodímico

Sales oxisales

Cuando un ácido interactúa con una base, se neutraliza. A esta reacción se la denomina de neutralización y, como resultado, se obtiene una sal y el agua. La valencia del radical es igual al número de hidrógenos presentes en el ácido que lo formó.

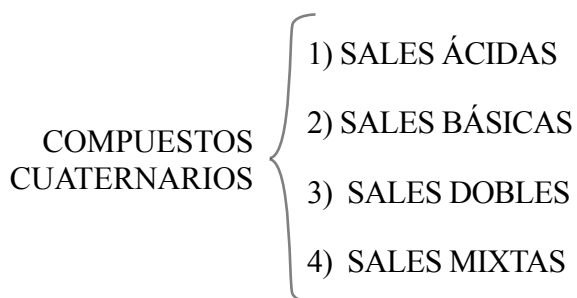


⇒ Nomenclatura

- Se anota el nombre del ácido cambiando su terminación oso por ito e ico por ato dependiendo el estado de oxidación del no metal que forma el ácido y, seguidamente, el nombre del metal.

A continuación, se indican algunos ejemplos:

$\text{Al}_2(\text{TeO}_4)_3$	Telurato de aluminio
LiNO_3	Nitrato de litio
$\text{Sr}(\text{ClO})_2$	Hipoclorito de estroncio
$\text{Cd}(\text{BO}_2)_2$	Metaborato de cadmio
$\text{Au}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dicromato auroso
$\text{Li}_2\text{Mn}_2\text{O}_7$	Dimanganato de litio
$\text{Pr}(\text{ClO}_4)_4$	Perclorato praseodímico



Sales ácidas

Se forman por la sustitución parcial de los hidrógenos (H) de un ácido oxácido o un ácido hidrácido por metales.

⇒ Nomenclatura:

- Se escribe el radical ácido con la terminación ITO o ATO dependiendo el estado de oxidación del no metal; luego, la palabra ÁCIDO y a continuación el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, su nombre llevará la terminación OSO o ICO dependiendo el estado de oxidación.

- Cuando únicamente se tiene un hidrógeno en el radical, la palabra ÁCIDO puede ser sustituido por el prefijo BI.

Ejemplos:

AgHSO_4	Sulfato ácido de plata
$\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$	Fosfito diácido de zinc
SrHAsO_4	Arsenato ácido de estroncio
LiHS	Sulfuro ácido de litio

Sales básicas

Se forman por la sustitución parcial de los hidróxidos (OH) de una base por un radical ácido.

⇒ Nomenclatura:

- Se escribe el radical ácido con la terminación ITO o ATO dependiendo del estado de oxidación del no metal; luego, la palabra BÁSICO y, a continuación, el nombre del metal.
- Si el radical proviene de un ácido hidrácido, se escribe el no metal terminado en URO, luego la palabra BÁSICO y a continuación el nombre del metal.
- Si el metal presenta dos estados de oxidación, su nombre llevará la terminación OSO o ICO dependiendo el estado de oxidación.
- Cuando únicamente se tiene un grupo OH, la palabra BÁSICO puede ser sustituido por el prefijo SUB.

Ejemplos:

$\text{Ba}(\text{OH})\text{ClO}_4$	Subperclorato de bario
$\text{Al}(\text{OH})\text{TeO}_4$	Telurato básico de aluminio
$\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$	Bromuro básico de magnesio
$\text{Bi}(\text{OH})\text{S}$	Sulfuro básico de bismuto

$\text{Hg}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$ Sulfato dibásico mercuríco

$\text{Sn}(\text{OH})_3\text{NO}_3$ Nitrato tribásico estáñico

Sales dobles

Se forman por la sustitución completa de los hidrógenos de un oxácido o hidrácido por dos metales equivalentes derivados de dos hidróxidos distintos.

⇒ Nomenclatura:

- Se escribe el radical ácido con la terminación ITO o ATO según el estado de oxidación del no metal; luego, la palabra DOBLE y, a continuación, el nombre de los metales.

Ejemplos:

AgNaSO_4 Sulfato doble de sodio y plata

CsLiCO_3 Carbonato doble de litio y cesio

$\text{NaMg}(\text{AsO}_3)_3$ Metaarsenato doble de sodio y magnesio

$\text{KBa}(\text{ClO}_3)_3$ Clorato doble de potasio y bario

Sales mixtas

Se forman por la neutralización completa de los grupos hidroxilo (OH) de una base por los hidrógenos de dos ácidos, pueden ser hidrácidos u oxácidos:

⇒ Nomenclatura:

- Si los ácidos son de la misma familia, se anota primero el radical más electronegativo con la terminación ITO o ATO dependiendo el estado de oxidación del no metal y, a continuación, el nombre del metal.
- Si tenemos un ácido HIDRÁCIDO y un ácido OXÁCIDO, primero se nombra el hidrácido y luego el oxácido y seguidamente se pone el nombre del metal.

- Si el metal presenta dos estados de oxidación, su nombre llevará la terminación OSO o ICO dependiendo el estado de oxidación.

Ejemplos:

BaClFO_4	Cloruro perfluorato de bario
$\text{Cu}_2(\text{NO}_3)_2 \text{SiO}_3$	Nitrato silicato cúprico
$\text{BiBO}_2\text{SeO}_4$	Metaborato seleniato de bismuto
$\text{Al}_2\text{Cl}_3(\text{NO}_3)_3$	Cloruro nitrato de aluminio
TaSO_4PO_3	Sulfato fosfito de tantalio
$\text{Pr}_2\text{Se}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$	Seleniuro piroantimoniato praseodímico
$\text{Cu}_3(\text{PO}_3)\text{SiO}_3$	Metafosfato silicato cuproso
$\text{Pb}_3\text{TeSb}_2\text{O}_7$	Telururo piroantimoniato plumboso
$\text{Sr}_4\text{Te}(\text{SbO}_4)_2$	Telururo antimoniato de estroncio

3.2. EJERCICIOS DE NOMENCLATURA QUÍMICA

1. Indicar el estado de oxidación del átomo selenio en las siguientes especies: a) Na_2Se ; b) $(\text{Se}_2\text{O}_3)^{2-}$; c) $\text{Ba}(\text{SeCN})_2$.
2. Señalar en cuáles de las siguientes especies el átomo de arsénico presenta estado de oxidación -3 : a) AsH_3 ; b) AlAsO_4 ; c) $(\text{H}_2\text{As}_2\text{O}_5)^{2-}$; d) $(\text{AsCl}_4)^{1+}$; e) As_2O_3 .
3. El átomo de manganeso presenta el estado de oxidación $2+$ en la especie: a) K_2MnO_4 ; b) $(\text{Mn}_2\text{O}_7)^{2-}$; c) $\text{Mn}_2(\text{SO}_3)_3$; d) $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$; e) MnO .
4. El H_3AsO_3 : a) es un ácido triprótico; b) consigue formar sales ácidas; c) presenta solo un hidrógeno ionizable; d) es producto de la reacción del anhídrido hipofosforoso con dos moléculas de agua. Justificar su respuesta.

5. Si M representa a un metal y NM a un no metal, identifique a qué tipo de compuesto inorgánico pertenece cada una de las estructuras mencionadas:

Estructura	Tipo de compuesto
$M(O_2)^{2-}$	-----
$M(NM)$	-----
$(NM)O$	-----
MOH	-----
$H(NM)O$	-----
$M(NM)O$	-----

6. Designe o formule las siguientes especies pertenecientes a los compuestos binarios:

HBr	-----	Anhídrido nitroso	-----
H_2Se	-----	Cloruro plumboso	-----
MnO_2	-----	Ácido sulfhídrico	-----
SO_3	-----	Anhídrido clórico	-----
CH_4	-----	Óxido níquelico	-----
SbH_3	-----	Hidruro de calcio	-----
Li_2O_2	-----	Peróxido de sodio	-----
Cs_2O_2	-----	Peróxido áurico	-----
CuH_2	-----	Ácido bromhídrico	-----

7. Nombrar y formular las siguientes especies binarias:

RaF_2 -----	Sulfuro manganeso -----
FeI_2 -----	Nitruro de bario -----
AuBr -----	Fluoruro arsénico -----
MnS_2 -----	Nitruro mercurico -----
Li_2Se -----	Sulfuro carbónico -----
Mg_3N_2 -----	Fosfuro de boro -----
BaC_2 -----	Bromuro cloroso -----
NiO_2 -----	Bromuro de nitrógeno -----

8. Designar o formular las siguientes especies ternarias o cuaternarias:

HSbO_2 -----	Hidróxido cuproso -----
$\text{Ra}(\text{OH})_2$ -----	Ion fosfato diácido -----
HIO_4 -----	Ácido peryódico -----
H_2TeO_4 -----	Hidróxido estáñico -----
$(\text{NH}_4)(\text{OH})$ -----	Ácido brómico -----
$(\text{HCO}_3)^{1-}$ -----	Hidróxido cérico -----
$(\text{HS})^{1-}$ -----	Ácido carbónico -----
H_3SbO_4 -----	Ácido piroulfuroso -----

9. Diseñe o formule las siguientes especies:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ -----	Ácido bórico	-----
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_5$ -----	Hidróxido de sodio	-----
$\text{Pb}(\text{OH})_2$ -----	Ácido metafosfórico	-----
Li_3BO_3 -----	Hidróxido níqueloso	-----
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ -----	Ácido pirofosfórico	-----
HNO_3 -----	Ácido metaantimónico	-----
$\text{Pb}(\text{OH})_4$ -----	Hidróxido de plata	-----
HBO_4 -----	Ácido ortosilícico	-----
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ -----	Ácido germánico	-----
H_3PO_2 -----	Ácido hipocloroso	-----

10. Nombrar o formular las siguientes especies ternarias y cuaternarias:

NaClO_3 -----	Biseleniuro de bismuto	-----
CaC_2O_5 -----	Bicarbonato de sodio	-----
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ -----	Bisulfuro de calcio	-----
CoSO_4 -----	Fosfito de sodio	-----
$\text{Al}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5)_3$ -----	Sulfito de platino (IV)	-----
$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ -----	Arsenito de plata	-----
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ -----	Biseleniuro de calcio	-----
KSCN -----	Bicarbonato vanádico	-----
K_2CrO_4 -----	Bifosfato de uranio	-----
$\text{Al}(\text{OH})(\text{SeO}_3)$ -----	Bifosfato doble de magnesio y litio	-----
KRbS -----	Antimoniato doble de magnesio y potasio	-----

$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_2$ ----- Cloruro básico de estroncio -----

Ag Al S_2 ----- Cloruro sulfato férrico -----

Li_2CrO_4 ----- Bifosfato praseodímico -----

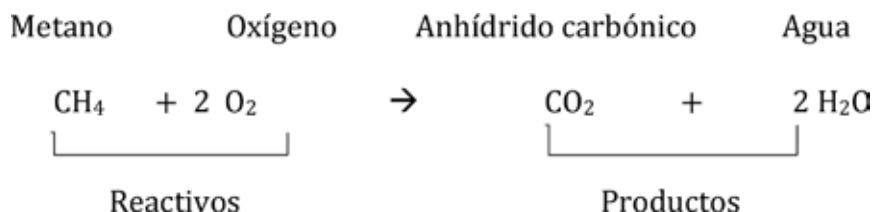
CAPÍTULO IV REACCIONES QUÍMICAS

La reacción química se define como el proceso en el que una sustancia o sustancias se transforman para formar una o más sustancias distintas que poseen propiedades diferentes a las originales. El momento de representar una reacción química se debe usar la simbología adecuada que se conoce como ecuación química.

4.1. TERMINOLOGÍA DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

La ecuación química consta de dos términos separados por una flecha que señala el sentido de la reacción ($\rightarrow$) que representa «reaccionan y producen». En química, el primer término no es igual al segundo término en propiedad, pero se le sigue dando el nombre de ecuación debido a que hay una igualdad en la cantidad de la materia, pues toda reacción química se fundamenta en la Ley de la conservación de la masa, que expresa: «Siempre que sucede un cambio químico, la masa total de las sustancias reaccionantes es exactamente igual a la masa total de los productos de la reacción» (Escobar, 2009).

En una ecuación química, están presentes dos términos: el de la izquierda, los reactivos, y el de la derecha, los productos. Si constan dos o más sustancias en cada término, estas se separan con el signo + (más). A continuación, se muestra un ejemplo:

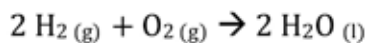
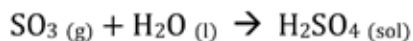
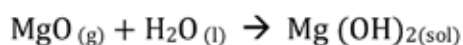
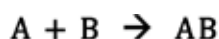


En la reacción química, se observa que el O₂ tiene un coeficiente 2 y el H₂O de igual manera. Es obligatorio realizar este proceso para cumplir con la ley de conservación de la masa. Entonces la ecuación está balanceada al tener la misma cantidad de átomos en los reactivos y en los productos. Una ecuación química tiene que ser lo más explicativa posible, por lo que muchas veces es preciso mostrar el estado físico de las sustancias, factores que actúan y particularidades de las sustancias resultantes, razón por la cual se utilizan los siguientes símbolos:

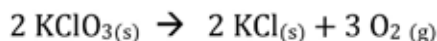
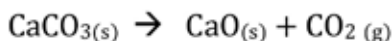
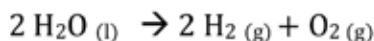
g: gas	ac: acuosa	↓: precipitación
s: sólido	sol: solución	↑: desprendimiento
l: líquido		

4.2. PRINCIPALES TIPOS DE REACCIONES

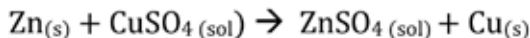
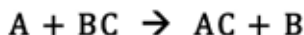
Reacciones de síntesis o adición: combinación de dos o más elementos o compuestos sencillos para constituir un único producto. Se indican los siguientes ejemplos.



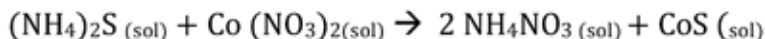
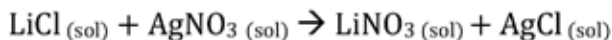
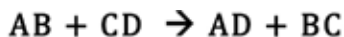
Reacciones de descomposición: formación de dos o más productos a partir de la descomposición de un solo compuesto. Estas son inversas a las reacciones de síntesis o adición. Ejemplo:



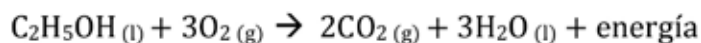
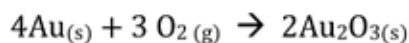
Reacciones de desplazamiento o sustitución simple: ocurren cuando un átomo o grupo de átomos reemplazan a otros que estaban constituyendo parte de un compuesto y forman otros productos que adquieren estructuras similares o diferentes de los reaccionantes iniciales, considerando la serie electromotriz que define la capacidad de un átomo de desplazar a otro de un compuesto. Ejemplo:



Reacciones de sustitución doble o metátesis: también conocidas como reacciones de transposición. Suceden entre dos compuestos con un intercambio de elementos en donde la parte positiva o catión sustituye la parte positiva de un segundo compuesto, y en el mismo instante la parte negativa o anión sustituye el anión del segundo compuesto. Ejemplo:



Reacciones de combustión: ocurren por la interacción de un elemento o compuesto y el oxígeno (habitualmente el aire), en presencia de luz o calor. Ejemplo:

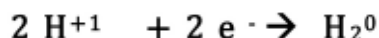


Reacciones de óxido-reducción o redox: se consideran como reacciones de transferencia de electrones. En estas sucede que los elementos reaccionantes que interceden cambian su número de oxidación para formar los productos. Muchas reacciones redox significativas se llevan a cabo en agua, pero esto no expresa que todas las reacciones redox transcurran en medio acuoso. En toda reacción de este tipo, se reconocen dos fenómenos simultáneos:

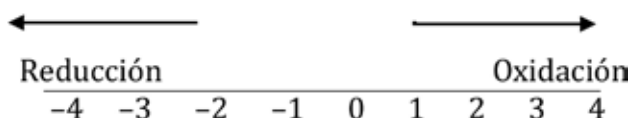
Oxidación: se refiere a una semirreacción que involucra la pérdida de electrones o incremento en el estado de oxidación de un elemento para obtener valor más positivo. Ejemplo:



Reducción: se define como una semirreacción que implica la ganancia de electrones o una disminución en el número de estados de oxidación hacia un valor menos positivo.

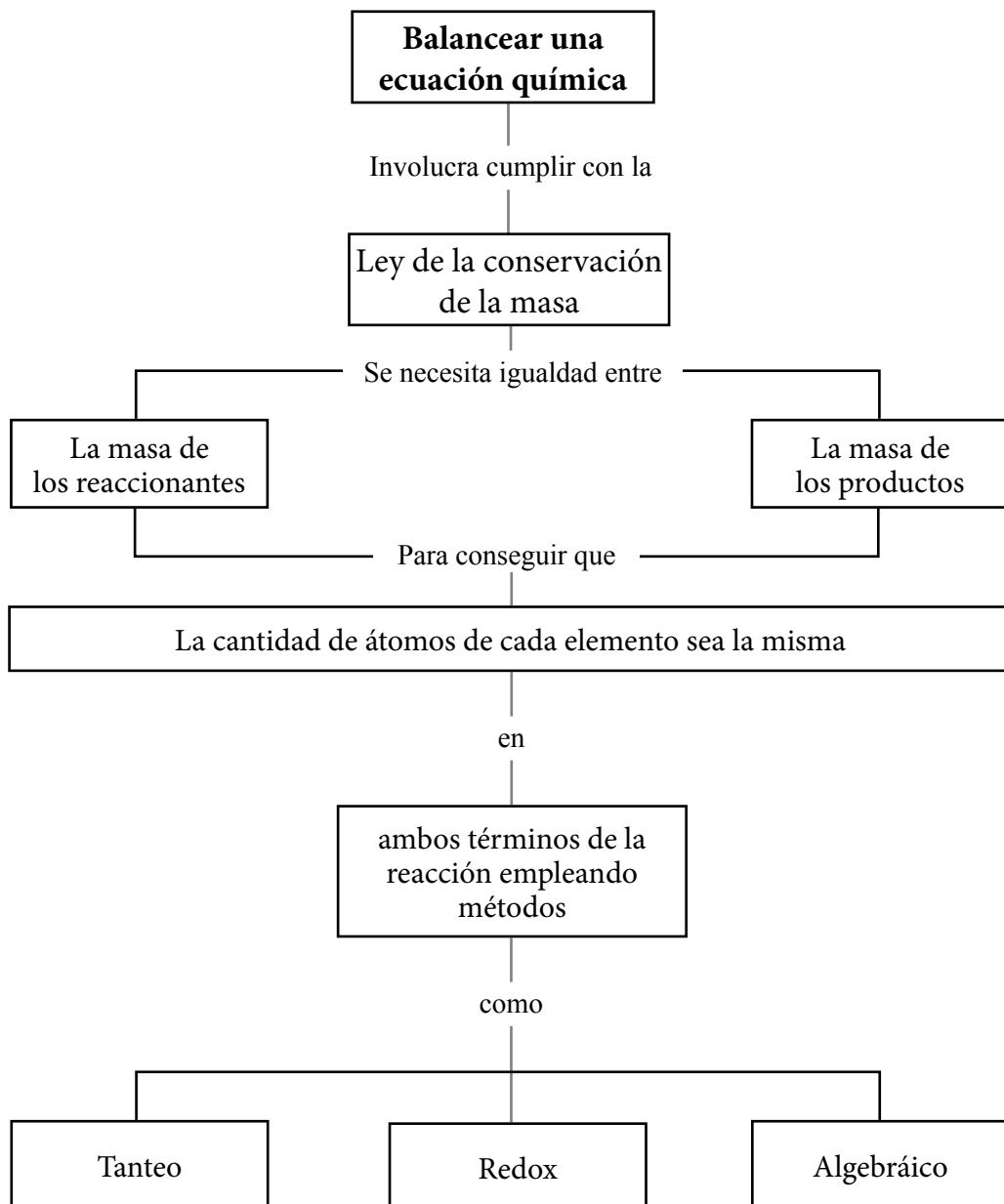


En una reacción redox, hay dos agentes químicos: el agente oxidante y el reductor. El agente oxidante es la sustancia que acepta electrones y se reduce, mientras que el agente reductor es la sustancia que se oxida, es decir dona los electrones.



4.3. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Figura 4.1. Procedimiento para balanceo de ecuaciones



Balancear una ecuación es buscar la igualdad entre los reactivos y productos de una reacción química. Esto es hallar la igualdad entre los átomos de los reaccionantes con los mismos átomos de los productos mediante los coeficientes escritos antes de las fórmulas que demuestren el número de moléculas de cada una de las sustancias que interactúan en la reacción.

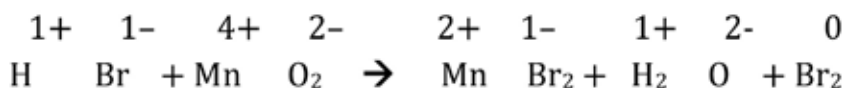
Método de la variación en el estado de oxidación

Para balancear una reacción por el método de la variación en el estado de oxidación se establecen los siguientes pasos.

Paso 1. Se escribe la ecuación.



Paso 2. Se escriben los valores correspondientes a los estados de oxidación de todos los elementos.

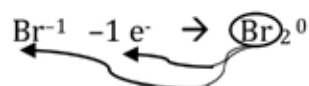


Paso 3. Se localizan los estados de oxidación de los elementos que hayan cambiado.

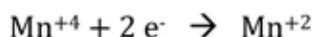
Bromo: pasa de -1 a 0

Manganeso: pasa de $4+$ a $2+$

Paso 4. Se escriben las semirreacciones para mostrar la pérdida y ganancia de electrones.

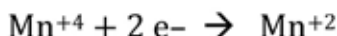
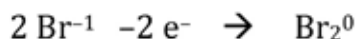


Bromo se oxida

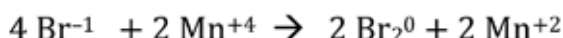
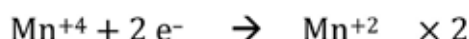


Manganeso se reduce

Paso 5. Si existen subíndices en las fórmulas, es necesario equilibrar el número de átomos que se oxidan y se reducen.



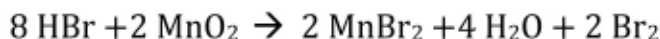
Paso 6. Se multiplican las dos semirreacciones por un número adecuado de tal manera que se igualen el número de electrones ganados y perdidos, posteriormente suman las semirreacciones equilibradas.



Paso 7. Se trasladan los coeficientes a la reacción original. En el caso del ejemplo no colocamos el primer coeficiente del bromo por sentido común, debido a que, en los productos, hay un bromo que no fue tomado en cuenta en las semirreacciones debido a que no presentaba cambio en su estado de oxidación.



Paso 8. Se equilibra por simple inspección los metales, no metales, radicales y luego el hidrógeno y el oxígeno.



Paso 9. Si los coeficientes presentan un divisor común, se simplifican. En este ejemplo, son divisibles entre 2.



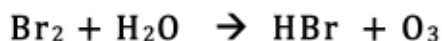
Paso 10. Se verifica su igualación.

Tabla 4.1: Igualación reactivos y productos método redox

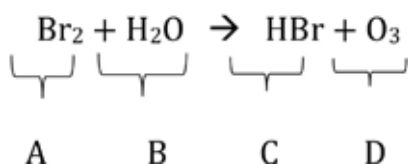
ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Mn	1	1
Br	4	4
H	4	4
O	2	2

Método algebraico:

Este método pretende formar una serie de ecuaciones para cada elemento del primero y segundo términos de la ecuación. A continuación, se explicará el balance de la siguiente ecuación utilizando el método algebraico.

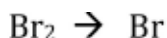


En primer lugar, se asignará letras diferentes a cada uno de los compuestos presentes en los reactivos y productos.



Posteriormente se crean las ecuaciones reemplazando el elemento por la letra sin dejar de lado los subíndices, los mismos que pasan a ser coeficientes de las letras seleccionadas.

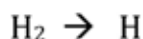
Si



Entonces:

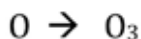
$$2A = C$$

y si



$$2B = C$$

Luego



$$B = 3D$$

Se consiguieron tres ecuaciones $2A = C$, $2B = C$ y $B = 3D$ con cuatro incógnitas. Se establece un valor arbitrario a una de las incógnitas para solucionar las ecuaciones, pero se recomienda el valor de 1 para obtener el menor número de coeficiente en cada uno de los compuestos de la ecuación final. Por ejemplo, si se asigna el valor de 1 a C tenemos:

$$C = 1$$

$$2A = C$$

$$2B = C$$

$$B = 3D$$

$$2A = 1$$

$$2B = 1$$

$$\frac{1}{2} = 3D$$

$$A = \frac{1}{2}$$

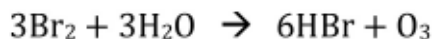
$$B = \frac{1}{2}$$

$$\frac{1}{6} = D$$

Se elimina el denominador de los valores de nuestras incógnitas obtenidas multiplicando a todos los coeficientes por el mínimo común múltiplo de los denominadores, en este caso 6.

$$A = 3 \quad B = 3 \quad C = 6 \quad D = 1$$

Se transportan estos valores a la ecuación original:



Se comprueba:

Tabla 4.2. Igualación reactivos y productos método algebraico

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Br	6	6
H	6	6
O	3	3
La ecuación está balanceada.		

4.4. PROBLEMAS RESUELTOS

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES UTILIZANDO EL MÉTODO REDOX:

1. Percromato de potasio + telurato ferroso + ácido telúrico → Telurato cromo-oso + telurato de potasio + telurato férrico + agua.

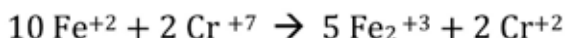
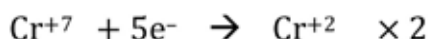
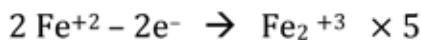
Utilizando nomenclatura química, anotamos las fórmulas de los respectivos compuestos:



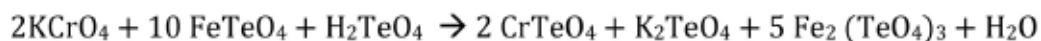
Identificamos los elementos que se reducen y oxidan, con los cuales escribimos las semirreacciones.



Igualamos el número de electrones y sumamos las semirreacciones:



Trasladamos los coeficientes encontrados a la reacción original:

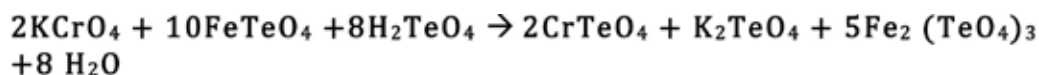


Equilibramos por simple inspección los demás elementos:

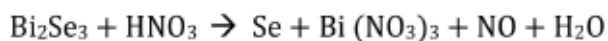
Tabla 4.3. Igualación reactivos y productos. Ejemplo 1

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
K	2	2
Cr	2	2
Fe	10	10
Te	18	18
H	16	16
O	80	80

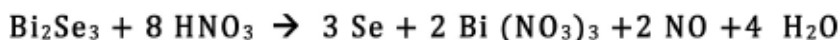
Por lo que la reacción balanceada es la siguiente:



2. Seleniuro de bismuto + ácido nítrico $\rightarrow$ Selenio + nitrato de bismuto + monóxido de nitrógeno + agua.



La reacción balanceada es la siguiente:



Comprobamos:

Tabla 4.4. Igualación reactivos y productos. Ejemplo 2

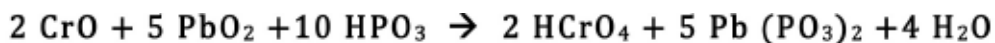
ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Bi	2	2
Se	3	3
H	8	8
N	8	8
O	24	24

3. Óxido cromoso + óxido plúmbico + ácido metafosfórico $\rightarrow$ Ácido percrómico + metafosfato plumboso + agua.



Sumamos las semirreacciones: $2 \text{Cr}^{+2} + 5 \text{Pb}^{+4} \rightarrow 2 \text{Cr}^{+7} + 5 \text{Pb}^{+2}$

La reacción balanceada es la siguiente:

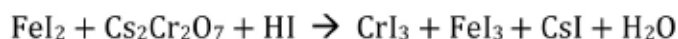


Comprobamos:

Tabla 4.5: Igualación reactivos y productos. Ejemplo 3

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Cr	2	2
Pb	5	5
P	10	10
H	10	10
O	42	42

4. Ioduro ferroso + dicromato de cesio + ácido iodhídrico → Ioduro crómico + ioduro férrico + ioduro de cesio + agua.

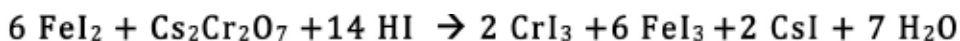


Oxidación: $\text{Fe}^{+2} - 1\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+3} \times 6$

Reducción: $\text{Cr}_2^{+6} + 6\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{+3} \times 1$

Sumamos las semirreacciones: $6 \text{Fe}^{+2} + \text{Cr}_2^{+6} \rightarrow 6 \text{Fe}^{+3} + 2 \text{Cr}^{+3}$

La reacción balanceada es la siguiente:

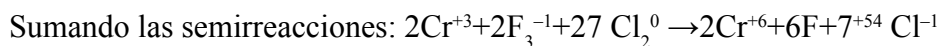
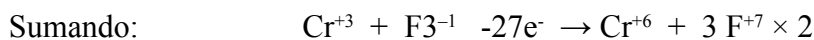
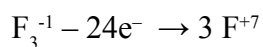
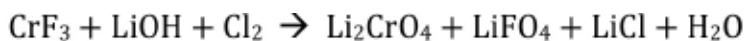


Comprobamos:

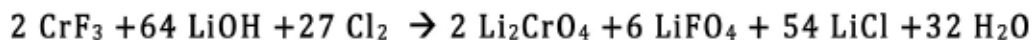
Tabla 4.6. Igualación reactivos y productos. Ejemplo 4

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Fe	6	6
Cs	2	2
Cr	2	2
I	26	26
H	14	14
O	7	7

5. Fluoruro crómico + hidróxido de litio + cloro $\rightarrow$ Cromato de litio + perfluorato de litio + cloruro de litio + agua



La reacción balanceada se muestra a continuación:

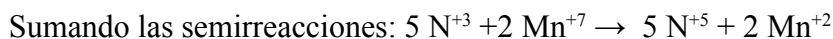


Comprobamos

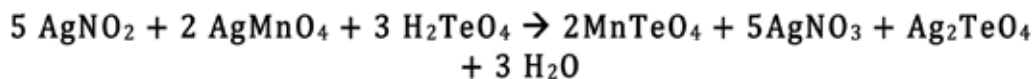
Tabla 4.7. Igualación de reactivos y productos. Ejemplo 5

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Cr	2	2
Li	64	64
F	6	6
Cl	54	54
O	64	64
H	64	64

6. Nitrito de plata + permanganato de plata + ácido telúrico → Telurato manganoso + nitrato de plata + telurato de plata + agua



La reacción balanceada se indica a continuación:

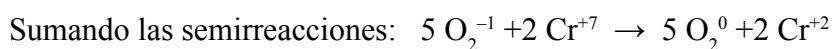
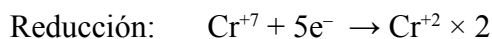
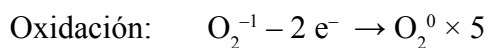
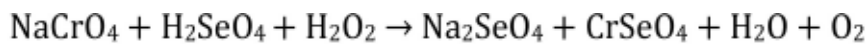


Comprobamos:

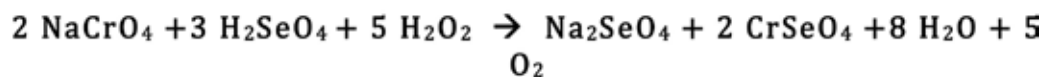
Tabla 4.8. Igualación de reactivos y productos. Ejemplo 6

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Ag	7	7
Mn	2	2
N	5	5
Te	3	3
H	6	6
O	30	30

7. Percromato de sodio + ácido selénico + peróxido de hidrógeno → seleniato de sodio + seleniato cromoso + agua + oxígeno



La reacción balanceada se muestra a continuación:

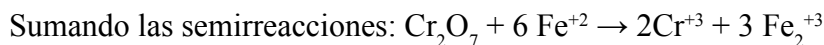
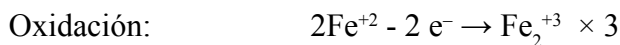
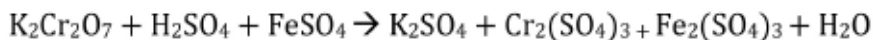


Comprobamos

Tabla 4.9. Igualación de reactivos y productos. Ejemplo 7

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Na	2	2
Cr	2	2
Se	3	3
H	16	16
O	30	30

8. Ajustar la siguiente reacción mediante oxidación-reducción:



La reacción balanceada se muestra a continuación:

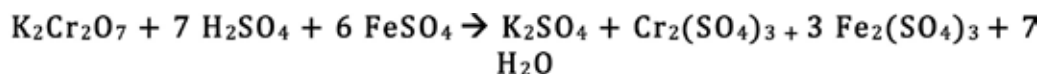
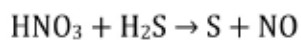


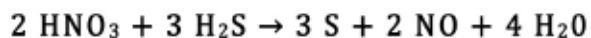
Tabla 4.10: Igualación de reactivos y productos. Ejemplo 8

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
K	2	2
Cr	2	2
Fe	6	6
S	13	13
H	14	14
O	59	59

9. Ácido nítrico + sulfuro de hidrógeno (gas) $\rightarrow$ Azufre + monóxido de nitrógeno



La reacción balanceada se muestra a continuación:



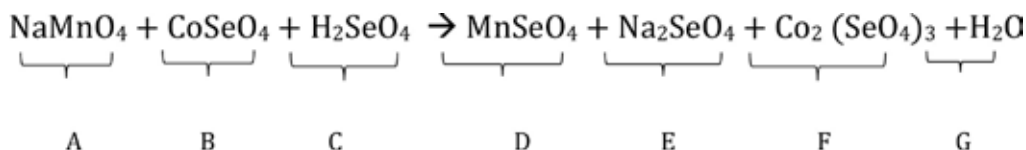
Comprobamos:

Tabla 4.11. Igualación de reactivos y productos. Ejemplo 9

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
N	2	2
S	3	3
H	8	8
O	6	6

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES UTILIZANDO EL MÉTODO ALGEBRAICO:

1. Permanganato de sodio + seleniato cobaltoso + ácido selénico → Seleniato manganoso + seleniato de sodio + seleniato cobáltico + agua



$$\begin{array}{lll} \text{Na:} & A=2E & \textcircled{1} \\ \text{Mn:} & A=D & \textcircled{2} \\ \text{O:} & 4A+4B+4C=4D+4E+12F+G & \textcircled{3} \\ \text{Co:} & B=2F & \textcircled{4} \\ \text{Se:} & B+C=D+E+3F & \textcircled{5} \\ \text{H:} & 2C=2G & \textcircled{6} \end{array}$$

⇒ Multiplicamos la ecuación $\textcircled{5}$ por -4

$$\textcircled{3} \text{ Y } \textcircled{5}$$

$$4A + 4B + 4C = 4D + 4E + 12F + G$$

$$-4B - 4C = -4D - 4E - 12F$$

$$4A = G \textcircled{7}$$

⇒ Damos valor de $A = 1$.

$$A = 2E \textcircled{1}$$

$$E = \frac{1}{2}$$

$$A = D \quad (2)$$

$$D = 1$$

$$4A = G \quad (7)$$

$$G = 4$$

$$C = G \quad (6)$$

$$C = 4$$

⇒ Reemplazamos (4) en (5):

$$2F + C = D + E + 3F$$

$$2F + 4 = 1 + \frac{1}{2} + 3F$$

$$4F + 8 = 2 + 1 + 6F$$

$$8 - 2 - 1 = 6F - 4F$$

$$5 = 2F$$

$$F = \frac{5}{2}$$

$$B = 2F \quad (4)$$

$$B = 2 \times \frac{5}{2}$$

$$B = 5$$

⇒ Multiplicamos a todos los valores obtenidos por 2 para eliminar los denominadores.

$$A = 1 \times 2 = 2$$

$$B = 5 \times 2 = 10$$

$$C = 4 \times 2 = 8$$

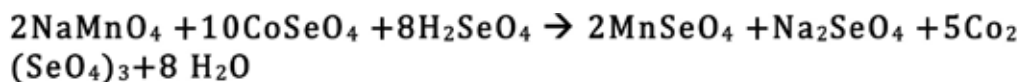
$$D = 1 \times 2 = 2$$

$$E = \frac{1}{2} \times 2 = 1$$

$$F = \frac{5}{2} \times 2 = 5$$

$$G = 4 \times 2 = 8$$

La reacción balanceada es la siguiente:

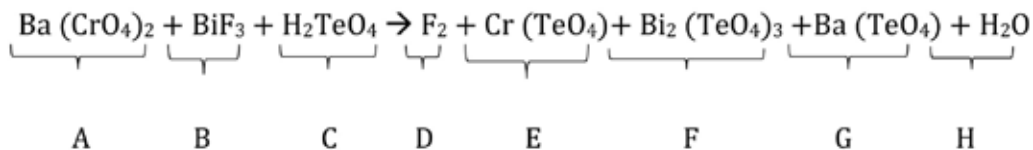


Comprobamos:

Tabla 4.12: Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 1

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Na	2	2
Mn	2	2
Co	10	10
Se	18	18
H	16	16
O	80	80

2. Percromato de bario + fluoruro de bismuto + ácido telúrico $\rightarrow$ Flúor + telurato cromoso + telurato de bismuto + telurato de bario + agua.



$$\text{Ba:} \quad A = G \quad (1)$$

$$\text{Cr:} \quad 2A = E \quad (2)$$

$$\text{O:} \quad 8A + 4C = 4E + 12F + 4G + H \quad (3)$$

$$\text{Bi:} \quad B = 2F \quad (4)$$

$$\text{F:} \quad 3B = 2D \quad (5)$$

$$\text{H:} \quad 2C = 2H \quad (6)$$

$$\text{Te:} \quad C = E + 3F + G \quad (7)$$

$$(3) - (7) \quad (3) - (7) \quad (\times -4)$$

$$8A + 4C = 4E + 12F + 4G + H$$

$$-4C = -4E - 12F - 4G$$

$$8A = H \quad (8)$$

⇒ Damos valor de $A = 1$

$$A = G \quad (1)$$

$$2A = E \quad (2)$$

$$8A = H \quad (8)$$

$$C = H \quad (6)$$

$$G = 1$$

$$E = 2$$

$$H = 8$$

$$C = 8$$

⇒ Reemplazamos los valores obtenidos en la ecuación (7)

$$C = E + 3F + G$$

$$8 = 2 + 3F + 1$$

$$F = \frac{5}{3}$$

$$B = 2F \quad (4)$$

$$3B = 2D \quad (5)$$

$$B = 2 \times \frac{5}{3}$$

$$3 \times \frac{10}{3} = 2D$$

$$B = \frac{10}{3}$$

$$D = 5$$

⇒ Multiplicamos a todos los valores obtenidos por 3 para eliminar los denominadores.

$$A = 1 \times 3 = 3$$

$$B = \frac{10}{3} \times 3 = 10$$

$$C = 8 \times 3 = 24$$

$$D = 5 \times 3 = 15$$

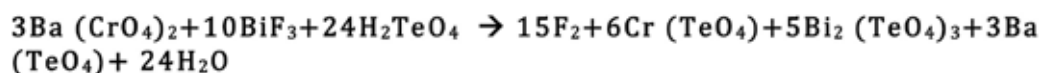
$$E = 2 \times 3 = 6$$

$$F = \frac{5}{3} \times 3 = 5$$

$$G = 1 \times 3 = 3$$

$$H = 8 \times 3 = 24$$

La reacción balanceada es la siguiente:

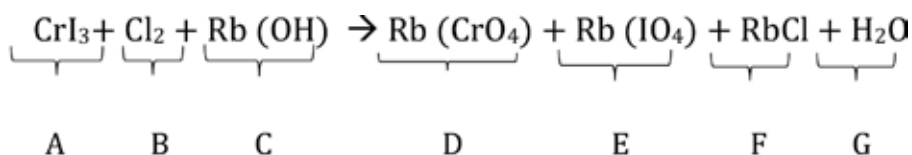


Comprobamos:

Tabla 4.13. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 2

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Ba	3	3
Cr	6	6
Bi	10	10
Te	24	24
F	30	30
H	48	48
O	120	120

3. Ioduro crómico + cloro + hidróxido de rubidio → Percromato de rubidio + periodato de rubidio + cloruro de rubidio agua



$$\text{I:} \quad 3A = E \quad (1)$$

$$\text{Cr:} \quad A = D \quad (2)$$

$$\text{Cl:} \quad 2B = F \quad (3)$$

$$\text{Rb:} \quad C = D + E + F \quad (4)$$

$$\text{O:} \quad C = 4D + 4E + G \quad (5)$$

$$\text{H:} \quad C = 2G \quad (6)$$

⇒ Damos valor de $A = 1$:

$$3A = E \quad (1)$$

$$A = D \quad (2)$$

$$E = 3$$

$$D = 1$$

⇒ Reemplazamos (6) en (5):

$$2G = 4D + 4E + G$$

$$2G - G = 4D + 4E \quad (7)$$

⇒ Reemplazamos los valores obtenidos en la ecuación (7):

$$G = 4 \times 3 + 4 \times 1$$

$$G = 16$$

$$C = 2G \quad (6)$$

$$C = 32$$

⇒ Reemplazamos los valores obtenidos en la ecuación (4):

$$C = D + E + F$$

$$32 = 3 + 1 + F$$

$$F = 28$$

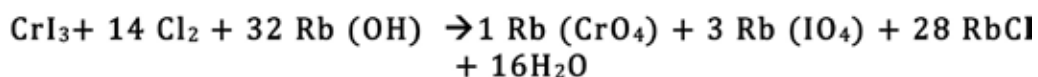
$$2B = F \quad (3)$$

$$B = 14$$

⇒ Ordenamos los valores encontrados de todas las ecuaciones planteadas.

$$A = 1; B = 14; C = 32; D = 1; E = 3; F = 28; G = 16$$

La reacción balanceada es la siguiente:

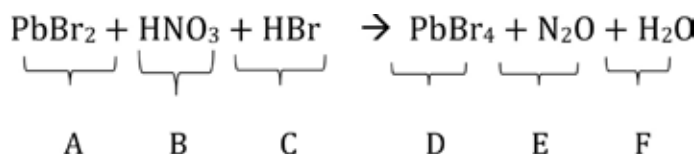


Comprobamos:

Tabla 4.14. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 3

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Rb	32	32
Cr	1	1
I	3	3
Cl	28	28
H	32	32
O	32	32

4. Bromuro plumboso + ácido nítrico + ácido bromhídrico → Bromuro plúmbico + monóxido de dinitrógeno + agua



Pb: $A = D$ ①

Br: $2A + C = 4D$ ②

H: $B + C = 2F$ ③

N: $B = 2E$ ④

O: $3B = E + F$ ⑤

⇒ Damos valor de $E = 1$:

$$B = 2E \quad \text{④} \qquad 3B = E + F \quad \text{⑤}$$

$$B = 2 \qquad 3 \times 2 = 1 + F$$

$$F = 5$$

⇒ Despejamos la variable C de la ecuación ③:

$$B + C = 2F$$

$$2 + C = 2 \times 5$$

$$C = 8$$

⇒ Reemplazamos ① en ② y despejamos A :

$$2A + C = 4A$$

$$2A + 8 = 4A$$

$$A = 4 \qquad D = 4$$

⇒ Ordenamos los valores encontrados de todas las ecuaciones planteadas.

$$A = 4; B = 2; C = 8; D = 4; E = 1; F = 5$$

La reacción balanceada es la siguiente:

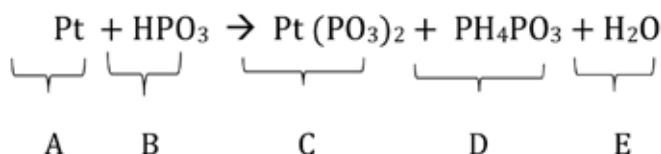


Comprobamos:

Tabla 4.15. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 4

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Pb	4	4
Br	16	16
N	2	2
H	10	10
O	6	6

5. Platino + ácido metafosfórico → Metafosfato platinoso + metafosfato de fosfonio + agua



Pt: $A = C$ ①

P: $B = 2C + 2D$ ②

H: $B = 4D + 2E$ ③

O: $3B = 6C + 3D + E$ ④

$$\textcircled{2} (\times - 3) \text{ Y } \textcircled{4}$$

$$-3B = -6C - 6D$$

$$3B = 6C + 3D + E$$

$$0 = -3D + E$$

$$3D = E \quad \textcircled{5}$$

⇒ Damos valor de $D = 1$:

$$3D = E \quad \textcircled{5}$$

$$E = 3$$

$$B = 4D + 2E \quad \textcircled{3}$$

$$B = 4 \times 1 + 2 \times 3$$

$$B = 10$$

⇒ Despejamos la variable C de la ecuación $\textcircled{4}$:

$$3B = 6C + 3D + E$$

$$3 \times 10 = 6C + 3 \times 1 + 3$$

$$C = 4$$

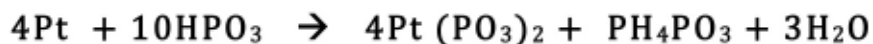
$$A = C \quad \textcircled{1}$$

$$A = 4$$

⇒ Ordenamos los valores encontrados de las ecuaciones planteadas:

$$A = 4; B = 10; C = 4; D = 1; E = 3$$

La reacción balanceada es la siguiente:

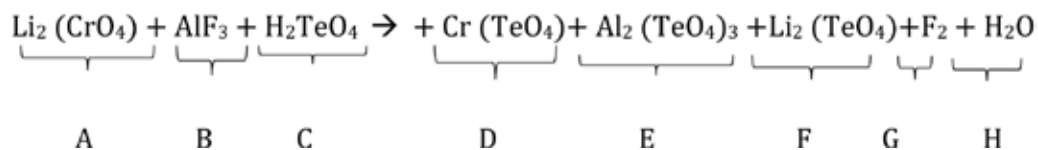


Comprobamos:

Tabla 4.16. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 5

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Pt	4	4
P	10	10
H	10	10
O	30	30

6. Cromato de litio + fluoruro de aluminio + ácido telúrico → Telurato cromo-
moso + telurato de aluminio + telurato de litio + flúor + agua



$$\text{Li:} \quad 2A = 2F \quad (1)$$

$$\text{Cr:} \quad A = D \quad (2)$$

$$\text{O:} \quad 4A + 4C = 4D + 12E + 4F + H \quad (3)$$

$$\text{Al:} \quad B = 2E \quad (4)$$

$$\text{F:} \quad 3B = 2G \quad (5)$$

$$\text{H:} \quad 2C = 2H \quad (6)$$

$$\text{Te:} \quad C = D + 3E + F \quad (7)$$

$$\textcircled{3} \text{ Y } \textcircled{7} (\times - 4)$$

$$4A + 4C = 4D + 12E + 4F + H$$

$$-4C = -4D - 12E - 4F$$

$$4A = H \textcircled{8}$$

⇒ Damos valor de $A = 1$:

$$A = D \textcircled{1}$$

$$2A = 2F \textcircled{2}$$

$$4A = H \textcircled{8}$$

$$C = H \textcircled{6}$$

$$D = 1$$

$$F = 1$$

$$H = 4$$

$$C = 4$$

⇒ Reemplazamos los valores obtenidos en la ecuación $\textcircled{7}$:

$$C = D + 3E + F$$

$$4 = 1 + 3E + 1$$

$$E = \frac{2}{3}$$

$$B = 2E \textcircled{4}$$

$$3B = 2G \textcircled{5}$$

$$B = 2 \times \frac{2}{3}$$

$$3 \times \frac{4}{3} = 2G$$

$$B = \frac{4}{3}$$

$$G = 2$$

⇒ Multiplicamos a todos los valores obtenido por 3 para eliminar los denominadores.

$$A = 1 \times 3 = 3$$

$$B = \frac{4}{3} \times 3 = 4$$

$$A = 1 \times 3 = 3$$

$$B = \frac{4}{3} \times 3 = 4$$

$$C = 4 \times 3 = 12$$

$$D = 1 \times 3 = 3$$

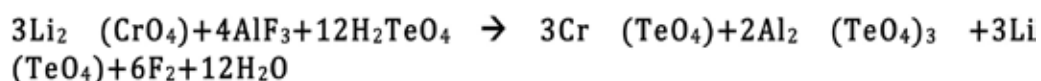
$$E = \frac{2}{3} \times 3 = 2$$

$$F = 1 \times 3 = 3$$

$$G = 2 \times 3 = 6$$

$$H = 4 \times 3 = 12$$

La reacción balanceada es la siguiente:

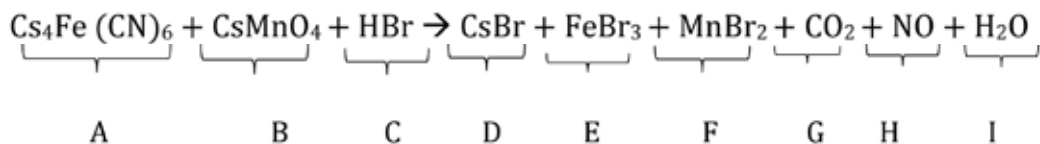


Comprobamos:

Tabla 4.17. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 6

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Li	6	6
Cr	3	3
Al	4	4
F	12	12
Te	12	12
H	24	24
O	60	60

7. Ferrocianuro de cesio + permanganato de cesio + ácido bromhídrico →
Bromuro de cesio + bromuro férrico + bromuro manganoso + dióxido de carbono + monóxido de nitrógeno + agua



$$\begin{array}{ll} \text{Cs:} & 4A + B = D \quad (1) \\ \text{Fe:} & A = E \quad (2) \\ \text{C:} & 6A = G \quad (3) \\ \text{N:} & 6A = H \quad (4) \\ \text{Mn:} & B = F \quad (5) \\ \text{H:} & C = 2I \quad (6) \\ \text{Br:} & C = D + 3E + 2F \quad (7) \\ \text{O:} & 4B = 2G + H + I \quad (8) \end{array}$$

⇒ Reemplazamos la ecuación (3) y (4) en (8) para dejar en función de las letras A, B, I:

$$4B = 2 \times (6A) + 6A + I$$

$$4B = 12A + 6A + I$$

$$4B = 18A + I \quad (9)$$

⇒ Reemplazamos la ecuación (6), (1), (2) y (5) en (7) para dejar en función de las letras A, B, I:

$$2I = 4A + B + 3A + 2B$$

$$2I = 7A + 3B \quad (10)$$

⇒ Damos valor de $B = 1$, por lo tanto tenemos:

$$B = F \quad (5)$$

$$F = 1$$

$$4 = 18A + I \quad (9)$$

$$2I = 7A + 3 \quad (10)$$

⇒ Despejamos la letra I de la ecuación (9) y reemplazamos en (10):

$$2I = 7A + 3$$

$$2 \times (4 - 18A) = 7A + 3$$

$$8 - 36A = 7A + 3$$

$$5 = 43A$$

$$A = \frac{5}{43}$$

$$A = E \quad (2)$$

$$E = \frac{5}{43}$$

⇒ Despejamos I de la ecuación (9):

$$4 = 18A + I$$

$$4 = 18 \times \frac{5}{43} + I$$

$$172 = 90 + 43I$$

$$I = \frac{82}{43}$$

$$C = 2I \quad (6)$$

$$C = \frac{164}{43}$$

⇒ Despejamos G de la ecuación (3):

$$6A = G$$

$$6 \times \frac{5}{43} = G$$

$$G = \frac{30}{43}$$

⇒ Despejamos H de la ecuación (3):

$$6A = H$$

$$6 \times \frac{5}{43} = H$$

$$H = \frac{30}{43}$$

⇒ Despejamos D de la ecuación (1):

$$4A + B = D$$

$$4 \times \frac{5}{43} + 1 = D$$

$$D = \frac{63}{43}$$

⇒ Multiplicamos los valores obtenidos por 43 para eliminar los denominadores.

$$A = \frac{5}{43} \times 43 = 5$$

$$B = 1 \times 43 = 43$$

$$C = \frac{164}{43} \times 43 = 164$$

$$D = \frac{63}{43} \times 43 = 63$$

$$E = \frac{5}{43} \times 43 = 5$$

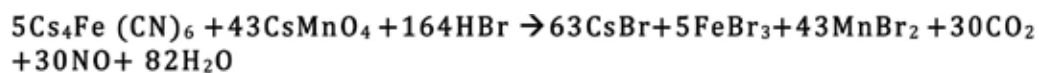
$$F = 1 \times 43 = 43$$

$$G = \frac{30}{43} \times 43 = 30$$

$$H = \frac{30}{43} \times 43 = 30$$

$$I = \frac{82}{43} \times 43 = 82$$

La reacción balanceada es la siguiente:

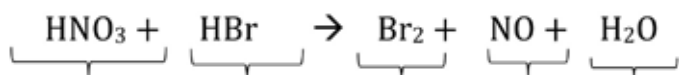


Comprobamos:

Tabla 4. 18: Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 7

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Cs	63	63
Fe	5	5
Mn	43	43
N	30	30
C	30	30
Br	164	164
H	164	164
O	172	172

8. Ácido nítrico + ácido bromhídrico → Bromo molecular + monóxido de nitrógeno + agua



H: $A + B = 2E$ ①

N: $A = D$ ②

O: $3A = D + E$ ③

Br: $B = 2C$ ④

⇒ Damos valor de $A = 1$, por lo tanto tenemos:

$$A = D \quad \text{②}$$

$$D = 1$$

⇒ Despejamos la letra E de la ecuación ③:

$$3A = D + E \quad \text{③}$$

$$3 \times (1) = 1 + E$$

$$E = 2$$

⇒ Despejamos la letra B de la ecuación ①:

$$A + B = 2E$$

$$1 + B = 2 \times (2)$$

$$B = 3$$

⇒ Despejamos C de la ecuación ④:

$$B = 2C$$

$$3 = 2C$$

$$C = \frac{3}{2}$$

⇒ Multiplicamos los valores obtenidos por 2 para eliminar los denominadores.

$$A = 1 \times 2 = 2$$

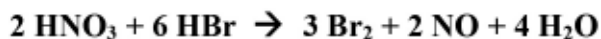
$$B = 3 \times 2 = 6$$

$$C = \frac{3}{2} \times 2 = 3$$

$$D = 1 \times 2 = 2$$

$$E = 2 \times 2 = 4$$

La reacción balanceada es la siguiente:

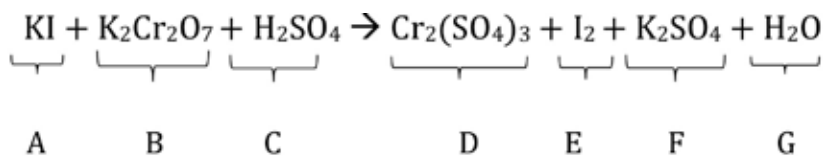


Comprobamos:

Tabla 4.19. Igualación de reactivos y productos - método algebraico. Ejemplo 8

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Br	6	6
N	2	2
H	8	8
O	6	6

9. Yoduro de potasio + dicromato de potasio + ácido sulfúrico → Sulfato crómico + yodo molecular + sulfato de potasio + agua



K: $A + 2B = 2F$ (1)

I: $A = 2E$ (2)

Cr: $2B = 2D$ (3)

O: $7B + 4C = 12D + 4F + G$ (4)

H: $2C = 2G$ (5)

S: $C = 3D + F$ (6)

⇒ Reemplazamos la ecuación ⑥ en ④ para dejar en función de las letras B, D, F:

$$7B + 4C = 12D + 4F + G$$

$$7B + 4 \times (3D + F) = 12D + 4F + G$$

$$7B + 12D + 4F = 12D + 4F + G$$

$$7B = G \quad \text{⑦}$$

⇒ Damos valor de $F = 1$; por lo tanto, reemplazamos en la ecuación ①:

$$A + 2B = 2F$$

$$A + 2B = 2$$

$$A = 2 - 2B \quad \text{⑧}$$

⇒ Reducimos la ecuación ③ y ⑥:

$$2B = 2D$$

$$D = \frac{2}{2} B$$

$$B = D \quad \text{⑨}$$

$$2C = 2G$$

$$C = \frac{2}{2} G$$

$$C = G \quad \text{⑩}$$

⇒ Damos valor de $F = 1$, por lo tanto reemplazamos en la ecuación (6):

$$C = 3D + F$$

$$C = 3D + 1$$

$$C = 3D + 1 \text{ (11)}$$

⇒ Despejamos la letra B de la ecuación (7) utilizando la ecuación (9) y (11):

$$7B = 3D + 1$$

$$7B - 3B = 1$$

$$B = \frac{1}{4}$$

⇒ Despejamos D de la ecuación (9):

$$B = D$$

$$D = \frac{1}{4}$$

⇒ Despejamos C de la ecuación (9):

$$C = 3D + 1$$

$$C = 3 \times \frac{1}{4} + 1$$

$$C = \frac{7}{4}$$

⇒ Despejamos A de la ecuación (8):

$$A = 2 - 2B$$

$$A = 2 - 2 \times \left(\frac{1}{4}\right)$$

$$A = 2 - \frac{2}{4}$$

$$A = \frac{6}{4}$$

⇒ Despejamos E de la ecuación (2):

$$A = 2E$$

$$\frac{6}{4} = 2E$$

$$E = \frac{3}{4}$$

⇒ Multiplicamos los valores obtenidos por 4 para eliminar los denominadores.

$$A = \frac{6}{4} \times 4 = 6$$

$$B = \frac{1}{4} \times 4 = 1$$

$$C = \frac{7}{4} \times 4 = 7$$

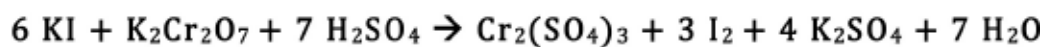
$$D = \frac{1}{4} \times 4 = 1$$

$$E = \frac{3}{4} \times 4 = 3$$

$$F = 1 \times 4 = 4$$

$$G = \frac{7}{4} \times 4 = 7$$

La reacción balanceada es la siguiente:

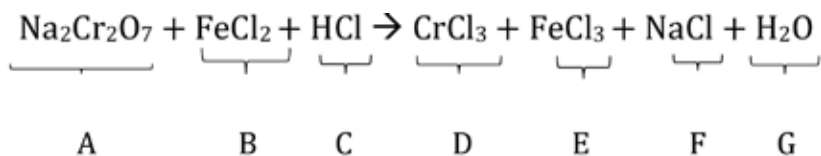


Comprobamos:

Tabla 4.20. Igualación de reactivos y productos - método algebraico Ejemplo 9

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
K	8	8
Cr	2	2
I	6	6
S	7	7
H	14	14
O	35	35

10. Dicromato de sodio + cloruro ferroso + ácido clorhídrico → Cloruro crómico + cloruro férrico + cloruro de sodio + agua



$$\text{Na:} \quad 2A = F \quad (1)$$

$$\text{Cr:} \quad 2A = D \quad (2)$$

$$\text{O:} \quad 7A = G \quad (3)$$

$$\text{Fe:} \quad B = E \quad (4)$$

$$\text{Cl:} \quad 2B + C = 3D + 3E + F \quad (5)$$

$$\text{H:} \quad C = 2G \quad (6)$$

⇒ Reemplazamos la ecuación (4) en (5) para dejar en función de las letras C, D, E, F:

$$2B + C = 3D + 3E + F$$

$$2E + C = 3D + 3E + F$$

$$F = C - E - 3D \quad (7)$$

⇒ Damos valor de $A = 1$; por lo tanto, reemplazamos en la ecuación (1):

$$2A = F$$

$$2 \times (1) = F$$

$$F = 2$$

⇒ Reemplazamos en la ecuación (2) el valor de $A = 1$:

$$2A = D$$

$$2 \times (1) = D$$

$$D = 2$$

⇒ Reemplazamos en la ecuación ③ el valor de A= 1:

$$7A = G$$

$$7 \times (1) = G$$

$$G = 7$$

⇒ Reemplazamos en la ecuación ⑥ el valor de G:

$$C = 2 G$$

$$C = 2 \times (7)$$

$$C = 14$$

⇒ Reemplazamos F , C, D en la ecuación ⑦:

$$F = C - E - 3D$$

$$= 14 - E - 3 \times (2)$$

$$= 14 - 2 - 3 \times (2)$$

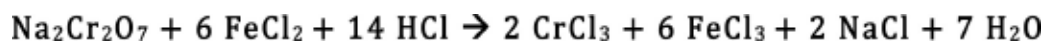
$$E = 6$$

⇒ Reemplazamos E en la ecuación ④:

$$E = B$$

$$B = 6$$

La reacción balanceada es la siguiente:



Comprobamos:

Tabla 4.21. Igualación de reactivos y productos - método algebraico Ejemplo 10

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
Na	2	2
Cr	2	2
Fe	6	6
Cl	26	26
H	14	14
O	7	7

4.5. PROBLEMAS PROPUESTOS

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES UTILIZANDO EL MÉTODO REDOX:

1. Permanganato de plata + ácido iodhídrico $\rightarrow$ Iodo + ioduro de plata + ioduro manganoso + agua
2. Cloruro estañoso + peróxido de hidrógeno + ácido clorhídrico $\rightarrow$ Cloruro estáñico + agua
3. Seleniuro arsénico + ácido nítrico $\rightarrow$ Ácido arsénico + ácido selénico + dióxido de nitrógeno + agua
4. Óxido cromoso + óxido plúmbico + ácido metaarsénico $\rightarrow$ Ácido percrómico + metaarsenato plumboso + agua
5. Fosfito ácido de sodio + bromato de potasio + ácido fluorhídrico $\rightarrow$ Fluoruro de sodio + bromuro de potasio + ácido fosfórico
6. Telurito de cesio + yoduro de cesio + ácido bromhídrico $\rightarrow$ Bromuro de cesio + telurio + yodo + agua

7. Óxido de bismuto + hidróxido de litio + hipobromito de litio $\rightarrow$ Metabismutato de litio + bromuro de litio + agua
8. Dicromato de rubidio + cloruro cobaltoso + ácido clorhídrico $\rightarrow$ Cloruro crómico + cloruro cobáltico + cloruro de rubidio + agua
9. Clorato cuproso + ácido sulfúrico $\rightarrow$ Sulfato ácido cuproso + oxígeno + dióxido de cloro + agua
10. Bromuro mercurioso + ácido telúrico $\rightarrow$ Telurato mercúrico + bromo + ácido telurhídrico + agua
11. Óxido crómico + silicato de sodio + metaantimoniato de potasio $\rightarrow$ Cromato de sodio + anhídrido silícico + metaantimonito de potasio
12. Difosfuro de tetrahidrógeno $\rightarrow$ Fosfamina + tetrafosfuro de dihidrógeno
13. Arsenato de calcio + anhídrido germánico + carbono $\rightarrow$ Germanato de calcio + arsénico + monóxido de carbono

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES UTILIZANDO EL MÉTODO ALGEBRAICO:

1. Fluoruro de bario + óxido plúmbico + ácido selénico $\rightarrow$ Flúor + seleniato plumboso + seleniato de bario + agua
2. Arseniuro de litio + permanganato de plata + ácido sulfúrico $\rightarrow$ Arsénico + sulfato manganoso + sulfato de plata + sulfato de litio + agua
3. Dicromato de zinc + bromuro de bario + ácido telúrico $\rightarrow$ Bromo + telurato crómico + telurito de bario + telurato de zinc + agua
4. Dióxido de manganeso + ioduro cobaltoso + ácido antimónico $\rightarrow$ iodo + antimoniato manganoso + antimoniato cobáltico + agua
5. Dióxido de azufre + permanganato de cesio + agua $\rightarrow$ Sulfato mangánico + sulfato de cesio + ácido sulfúrico

6. Telurato de bario + dióxido de silicio + germanio $\rightarrow$ Silicato de bario + óxido de germanio + telurio
7. Sulfuro mercurico + ácido metabórico $\rightarrow$ Metaborato mercurioso + anhídrido bórico + azufre monocíclico + agua
8. Bromuro cobaltoso + nitrato de potasio + ácido bromhídrico $\rightarrow$ Bromuro cobáltico + bromuro de potasio + agua + monóxido de nitrógeno
9. Ferrocianuro de bario + permanganato de bario + ácido yodhídrico $\rightarrow$ Ioduro de bario + ioduro férrico + ioduro manganoso + dióxido de carbono + monóxido de nitrógeno + agua
10. Cromato de plata + fluoruro de zinc + ácido selénico $\rightarrow$ seleniato cromoso + seleniato de zinc + seleniato de plata + flúor + agua

CAPÍTULO V ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es una parte de la química que estudia todas las relaciones cuantitativas entre masas de los elementos que constituyen un compuesto (composición porcentual), la determinación de fórmulas empíricas, moleculares, sustancias químicas que sufren cambios químicos y volúmenes en una reacción química (Galagovsky et al., 2015).

5.1. REPASO DE CONCEPTOS BÁSICOS

Composición porcentual

Porcentaje por masa de cada elemento presente en el compuesto.

Compuesto

Sustancia que presenta dos o más elementos con una composición porcentual definida.

Reacción química

Es un proceso en el que, a partir de unas sustancias iniciales denominadas reactivos, se transforman otras sustancias nuevas con propiedades diferentes, llamadas productos

Fórmula

Representación de los elementos que constituyen una sustancia y cuál es la proporción mínima entre los átomos de estos elementos al establecer la molécula de la sustancia esperada; es decir, expresa su composición atómica exacta.

Ecuación química

Representación de una reacción química.

Peso equivalente (Equivalente-gramo)

Es el peso de cualquier elemento que intercede siempre en una reacción química. Para el cálculo del equivalente-gramo, se siguen algunas reglas:

$$Eq - g \text{ ELEMENTO} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Estado de oxidación}}$$

$$Eq - g \text{ ÁCIDO} = \frac{\text{Peso molecular del ácido}}{\text{Número de hidrógenos sustituibles o sustituidos}}$$

$$Eq - g \text{ HIDRÓXIDO} = \frac{\text{Peso molecular del hidróxido}}{\text{Número de grupos OH}}$$

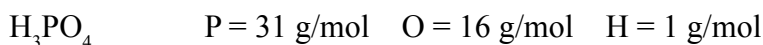
$$Eq - g \text{ SAL} = \frac{\text{Peso molecular de la sal}}{\text{Carga total de uno de los iones}}$$

$$Eq - g \text{ OXIDANTE o REDUCTOR} = \frac{\text{Peso molecular de la sustancia}}{\text{Electrones ganados o perdidos}}$$

Determinación de la composición porcentual

Es la fórmula de una sustancia y los pesos atómicos de los elementos. Para establecer el porcentaje de cada uno, se divide el peso del elemento para el peso molecular del compuesto y este valor multiplicando por 100.

Por ejemplo, la composición porcentual del ácido fosfórico será:



$$\text{PM}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{ H} = 3/98 \times 100 = 3,06 \%$$

$$\% \text{ O} = 64/98 \times 100 = 65,30 \%$$

$$\% \text{ P} = 31/98 \times 100 = 31,64 \%$$

5.2. DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS QUÍMICAS

Se puede determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular a partir de la composición porcentual y teniendo como datos los pesos moleculares de cada elemento.

Se asume un valor sencillo para trabajar; en este caso, 100 g del compuesto. Y se divide el porcentaje en peso en una relación de gramos de cada elemento para el correspondiente peso atómico tomando en cuenta el número de átomos-gramos de cada elemento. En la mayoría de casos, los valores obtenidos no son enteros, por lo cual se dividen todos para el número de menor valor.

Fórmula mínima o empírica: representa la proporción más pequeña posible de números enteros de átomos presentes en la fórmula de un compuesto. Por ejemplo, para el óxido de litio (Li_2O).

Tabla 5.1. Fórmula empírica de los compuestos

COMPUESTO	FÓRMULA EMPÍRICA
Peróxido de litio, Li_2O_2	LiO
Benceno, C_6H_6	CH
Ácido arsénico, H_3AsO_4	H_3AsO_4
Glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O
Ácido sulfúrico, H_2SO_4	H_2SO_4

Fuente: tomado de Burns, 2013

Para establecer la fórmula empírica de un compuesto en donde la composición porcentual es conocida, se puede utilizar el procedimiento aplicado anteriormente y se emplea en el siguiente caso.

Un compuesto presenta un 43,1 % de litio y 56,9 % de oxígeno. Calcular la fórmula empírica.

Elemento	Peso del elemento (PE)	PM	PE/PM = V	V/V menor	# entero
Li	43,1 g	6,9	43,1/6,9 = 6,2	6,2/3,5	2
O	56,9 g	16	56,9/16 = 3,5	3,5/3,5	1

La fórmula empírica será Li_2O .

Fórmula molecular: expresa el número real de átomos de cada elemento en una molécula de compuesto, además es el múltiplo de la fórmula empírica, aunque, en ocasiones, suele coincidir con ella.

Tabla 5.2. Fórmula molecular del compuesto

COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR
Peróxido de litio	Li_2O_2
Benceno	C_6H_6
Ácido arsénico	H_3AsO_4
Glucosa	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Ácido sulfúrico	H_2SO_4

Luego de analizar la fórmula molecular y la empírica, se puede manifestar que la primera será n veces la empírica.

5.3. RELACIONES PONDERALES Y VOLUMÉTRICAS

Una reacción química balanceada aporta la información necesaria para efectuar cálculos estequiométricos referidos a las sustancias que interactúan en ella. Por ejemplo, una reacción de combustión se origina cuando se combustiona un compuesto orgánico en combinación con el oxígeno molecular del aire, lo que dará como producto anhídrido carbónico y agua. En estas reacciones, en las que se conocen sus pesos, es importante saber que todo el carbono que está presente

en el compuesto pasa a ser parte del anhídrido carbónico y asimismo ocurre con el hidrógeno presente que pasa a formar el agua producida. Esto se debe considerar el momento de determinar la fórmula empírica.

La representación de una reacción de combustión como, por ejemplo, la del metano sería:



La presente reacción analizada cualitativamente muestra que el metano interacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua; pero cuantitativamente, en estequiometría, muestra que un mol de metano se combina con dos moles de oxígeno para originar un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua.

Aquí se puede plantear un problema.

¿Cuántas moles de metano (CH_4), al reaccionar con la cantidad de oxígeno necesario (O_2), se necesitan para obtener seis moles de agua (H_2O)?

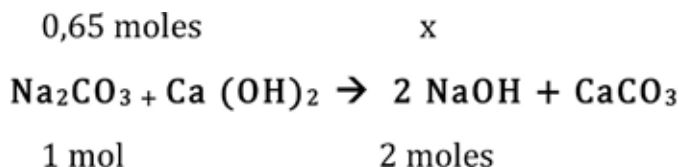
$$6 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3 \text{ mol CH}_4$$

Para resolver este tipo de problemas, en primer lugar, se iguala la reacción química indicada en el problema. Enseguida se lee detenidamente el problema para saber qué se pregunta y qué datos nos proporciona el enunciado. Posteriormente se identifican las sustancias en la reacción química y se escriben, en la parte superior de sus fórmulas, los datos que se han conseguido al leer el ejercicio planteado. Luego, en la parte inferior, se escribe la masa en moles o en gramos que señalan. De la disposición de los datos establecidos en la ecuación, se establece la relación y se hacen las operaciones matemáticas oportunas para finalmente alcanzar el resultado. Es aconsejable partir de un dato dado en el problema.

A continuación, se presenta ejemplos para cada caso:

Ejemplo 1. Relación mol-mol:

Determinar la cantidad en moles que se adquieren de sosa cáustica (hidróxido de sodio, NaOH) cuando reaccionan completamente con 0,65 moles de cal apagada (hidróxido de calcio, Ca (OH)₂) con carbonato de sodio (Na₂CO₃):



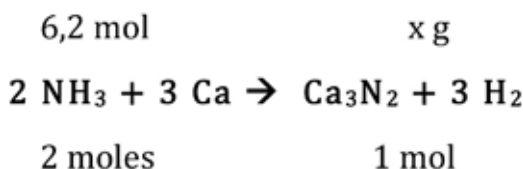
Se plantea el problema:

$$0,65 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 1,3 \text{ mol NaOH}$$

Por lo tanto, el resultado que se obtiene en el proceso es 1,3 moles de NaOH.

Ejemplo 2. Relación mol-masa

¿Cuántos gramos de nitruro de calcio (Ca₃N₂) se obtienen cuando reaccionan 6,2 moles de amoníaco (NH₃) con el suficiente calcio (Ca)?



$$\text{PM}_{\text{Ca}_3\text{N}_2} = 148 \text{ g/mol}$$

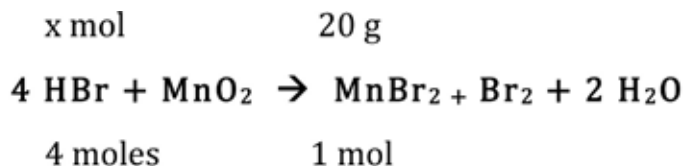
Se plantea el problema:

$$6,2 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol Ca}_3\text{N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \times \frac{148 \text{ g Ca}_3\text{N}_2}{1 \text{ mol Ca}_3\text{N}_2} = 458,8 \text{ g Ca}_3\text{N}_2$$

Se obtienen 458,8 g de Ca₃N₂.

Ejemplo 3. Relación masa-mol

¿Cuántas moles de ácido bromhídrico (HBr) que reaccionan completamente con dióxido de manganeso (MnO₂) se requieren para conseguir 20 g de bromuro de manganeso (MnBr₂)?



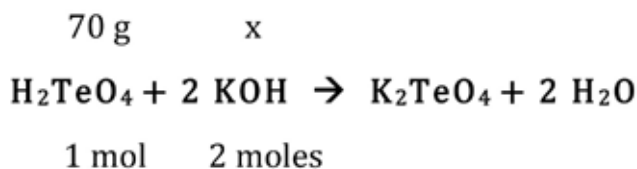
$$\text{PM}_{\text{MnBr}_2} = 215 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g MnBr}_2 \times \frac{1 \text{ mol MnBr}_2}{215 \text{ g MnBr}_2} \times \frac{4 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol MnBr}_2} = 0,37 \text{ mol HBr}$$

Se necesitan 0,37 moles de HBr.

Ejemplo 4. Relación masa-masa

Se pretende neutralizar 70 g de ácido telúrico (H₂TeO₄). ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio (KOH) se deben emplear?



$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{TeO}_4} = 193,6 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{KOH}} = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{TeO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{TeO}_4}{193,6 \text{ g H}_2\text{TeO}_4} \times \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{TeO}_4} \times \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 40,5$$

Se necesitan 40,5 g de KOH.

Relaciones volumétricas

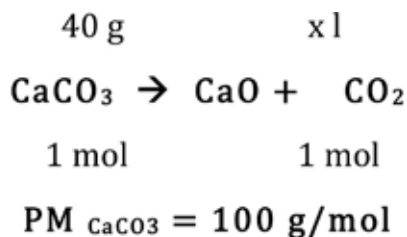
De acuerdo con lo mencionado anteriormente, se pueden efectuar cálculos a partir de reacciones que involucren masas y volúmenes bajo condiciones normales de temperatura y presión. Es preciso utilizar unidades congruentes en las sustancias precisadas: gramos con gramos, litros con litros, moles con moles, etcétera.

Recuerda el significado de volumen molar, que es el volumen que ocupa cualquier gas en condiciones normales y es igual a 22,4 l.

A continuación, se muestran ejemplos para cada tipo:

Ejemplo 1. Relación masa-volumen

¿Cuántos litros de dióxido de carbono (CO_2) se consiguen de descomponer totalmente 40 g de carbonato de calcio (CaCO_3)?

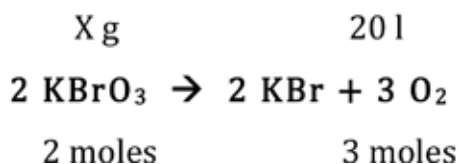


$$40 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{22,4 \text{ l CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 8,96 \text{ l CO}_2$$

Con 40 g de CaCO_3 se obtienen 8,96 l de CO_2 .

Ejemplo 2. Relación volumen-masa

¿Cuántos gramos de bromato de potasio (KBrO_3) se necesitan para obtener 20 l de oxígeno (O_2)?



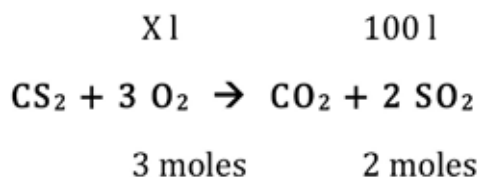
$$\text{PM}_{\text{KBrO}_3} = 167 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ l O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ l O}_2} \times \frac{2 \text{ mol KBrO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{167 \text{ g KBrO}_3}{1 \text{ mol KBrO}_3} = 99,4 \text{ g KBrO}_3$$

Para obtener 20 l de O_2 se necesitan 99,4 g de KBrO_3 .

Ejemplo 3. Relación volumen-volumen

Determinar el volumen preciso, en litros, de oxígeno (O_2) que reacciona completamente con sulfuro carbónico (CS_2) para lograr 100 l de anhídrido sulfuroso (SO_2) en condiciones normales de presión y temperatura.



$$100 \text{ l SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{22,4 \text{ l SO}_2} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_2} \times \frac{22,4 \text{ l O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 150 \text{ l O}_2$$

Se necesitan 150 l de O_2 .

5.4. REACTIVO LIMITANTE

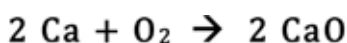
Cuando un agente químico genera una reacción, ordinariamente los reactivos no se encuentran presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir en las proporciones que muestra una ecuación balanceada. En otras palabras, un reactivo limitante se consume por completo en una reacción, y la cantidad máxima de producto que se genera depende de la cantidad de este reactivo que existiría originalmente; mientras que el reactivo en exceso es el que está en mayor proporción estequiométrica o, como su nombre lo manifiesta, se encuentra en demasía.

El significado de reactivo limitante es similar a la relación entre hombres y mujeres en un aula de baile que requiere parejas mixtas. Si existen dieciocho hombres y ocho mujeres, simplemente se conseguirán formar ocho parejas, es decir la cifra de mujeres presentes limita la cantidad de hombres que pueden bailar y hay un exceso de hombres.

Por lo tanto, los cálculos para establecer la cantidad de producto deseado tendrían que basarse en el reactivo que no se encuentre en exceso, es decir aquel que se maneje completamente en la reacción.

Aquí se puede plantear el siguiente problema:

¿Cuántos gramos de óxido de calcio (CaO) se obtienen cuando reaccionan 10 g de calcio (Ca) con 20 g de (O_2)?



$$\text{PM}_{\text{Ca}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{RL:} \quad \text{Ca} = \frac{10 \text{ g Ca}}{2 \text{ mol} \times 40 \text{ g/mol}}$$

$$\text{O} = \frac{20 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Ca} = 0,125$$

$$\text{O} = 0,625$$

El menor valor nos indica cual es el reactivo limitante. En este caso, es el Ca, mientras que el reactivo en exceso es el O₂. Por lo tanto, el reactivo limitante, que es la máxima cantidad que se puede usar, nos indicará la cantidad de CaO obtenida.

$$10 \text{ g Ca} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \times \frac{2 \text{ mol CaO}}{2 \text{ mol Ca}} \times \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 14 \text{ g CaO}$$

Porcentaje de pureza

Se conoce como pureza al porcentaje efectivo de reaccionante puro en la masa total inicial. Si tenemos 40 g de cobalto con una pureza del 70 %, 28 g de cobalto son puros. El resto son impurezas inertes.

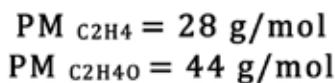
5.5. RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

En los ejercicios presentados en esta unidad, los cálculos son teóricos, pero, en la vida real, se consigue una menor cantidad de producto que la deducida teóricamente a partir de las reacciones estequiométricas. Esto ocurre debido a varios factores que influyen en la reacción como, por ejemplo, que algunos reactivos no reaccionan completamente; pueden existir pérdidas debido a su volatilidad; o la reacción puede ser reversible, por lo que no resultan en un 100 % de izquierda a derecha. Siempre será complicado recuperar todo el producto del medio de la reacción aun cuando esta se complete en un 100 %; por lo tanto, en la práctica, la producción real que se obtiene en una reacción casi siempre es menor que la producción teórica.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100 \%$$

A continuación, se indica un ejemplo:

Se ha determinado que al reaccionar 200 g de etileno (C_2H_4) con el suficiente oxígeno se obtienen 240 g de óxido de etileno (C_2H_4O). Estos 240 g significan la producción real. La producción teórica del C_2H_4O se obtiene de la manera acostumbrada. Calcular el rendimiento de la reacción:



$$200 \text{ g } C_2H_4 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_4}{28 \text{ g } C_2H_4} \times \frac{2 \text{ mol } C_2H_4O}{2 \text{ mol } C_2H_4} \times \frac{44 \text{ g } C_2H_4O}{1 \text{ mol } C_2H_4O} = 314,28 \text{ g } C_2H_4O$$

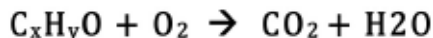
La producción teórica es de 314,28 g de C_2H_4O .

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{240 \text{ g}}{314,28 \text{ g}} \times 100 \%$$

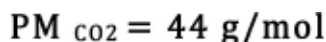
$$\% \text{ de rendimiento} = 76,36 \%$$

5.6. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Una muestra de 1,37 gramos de un compuesto orgánico se combustiona en una corriente de aire y se obtuvo como resultado 3,02 gramos de anhídrido carbónico y 1,63 gramos de agua. Si el compuesto tenía solamente carbono, hidrógeno y oxígeno, determinar la fórmula empírica.



⇒ Analizamos las masas de C y de H existentes en el CO_2 y en el H_2O



$$PM_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$PM_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$3,02 \text{ g } CO_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 0,82 \text{ g C}$$

$$1,63 \text{ g } H_2O \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = 0,18 \text{ g H}$$

⇒ Determinamos la masa de oxígeno por diferencia de masa del compuesto inicial

$$g \text{ O} = 1,37 - 0,82 - 0,18 = 0,37 \text{ g}$$

⇒ Elaboramos a continuación la siguiente tabla:

Tabla 5.3. La fórmula empírica del compuesto inicial es C_3H_8O

Elemento	Peso del elemento (PE)	PM	PE/PM = V	V/V menor	# entero
C	0,82 g	12 g/mol	$0,82/12 = 0,068$	$0,068/0,023$	3
H	0,18 g	1 g/mol	$0,18/1 = 0,18$	$0,18/0,023$	8
O	0,37 g	16 g/mol	$0,37/16 = 0,023$	$0,023/0,023$	1

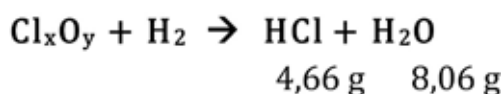
2. Si un óxido de hierro tiene inicialmente 5,54 g de oxígeno y 14,46 g de hierro ,determinar la fórmula empírica del compuesto:

$$PA_{Fe} = 55,85 \text{ g/mol}$$

Tabla 5.4. La fórmula empírica del compuesto inicial es Fe₃O₄

Elemento	Peso del elemento (PE)	PM	PE/PM = V	V/V menor	# entero
O	5,54 g	16 g/mol	5,54/16 = 0,346	0,346/0,263	1,31×3 = 4
Fe	14,46 g	55,85 g/mol	14,46/55 = 0,263	0,263/0,263	1×3 = 3

3. Un compuesto formado de cloro y oxígeno reacciona con hidrógeno para formar 4,66 g de ácido clorhídrico y 8,06 g de agua. Encontrar la fórmula empírica del compuesto.



⇒ Analizamos las masas de Cl y de O existentes en el HCl y en el H₂O

$$\text{PM}_{\text{HCl}} = 36,45 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$4,66 \text{ g HCl} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{36,45 \text{ g HCl}} = 4,53 \text{ g Cl}$$

$$8,06 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{16 \text{ g O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 7,16 \text{ g O}$$

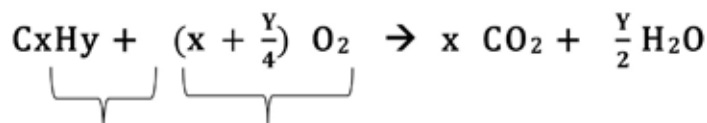
⇒ Elaboramos a continuación la siguiente tabla:

Tabla 5.5. La fórmula empírica del compuesto inicial es Cl₂O₇

Elemento	Peso del elemento (PE)	PM	PE/PM = V	V/V menor	# entero
Cl	4,53 g	35,45 g/mol	4,53/35,45 = 0,127	0,127/0,127	1×2 = 2
O	7,16 g	16 g/mol	7,16/16 = 0,447	0,447/0,127	3,5×2 = 7

4. Se hace explotar una mezcla que contiene un volumen de 16 cm³ de un hidrocarburo gaseoso y 84 cm³ de oxígeno. Terminada la combustión, permanece un residuo gaseoso con un volumen de 60 cm³ que, al tratarlo con sosa cáustica, se comprime a 12 cm³, que son de oxígeno. Deducir la fórmula del hidrocarburo.

⇒ Igualamos la reacción química en función de las variables x, y



⇒ Determinamos la cantidad de anhídrido carbónico que reacciona en la reacción

$$16 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y \times \frac{x \text{ cm}^3 \text{ CO}_2}{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y} = 16 \text{ cm}^3 x_{\text{CO}_2}$$



⇒ Calculamos la cantidad de moles que reaccionan de anhídrido carbónico, para lo cual despejamos x

$$16 \text{ cm}^3 x_{\text{CO}_2} = 48 \text{ cm}^3$$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{48 \text{ cm}^3}{16 \text{ cm}^3}$$

$$x = 3$$

⇒ Calculamos la cantidad de moles que reaccionan de oxígeno, para lo cual despejamos y:

$$16 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y \times \frac{(x + \frac{y}{4})\text{CO}_2}{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y} = (16x + 4y) \text{ O}_2$$

$$\text{O}_2 \text{ Reacciona} = \text{O}_2 \text{ inicial} - \text{O}_2 \text{ exceso}$$

$$\text{O}_2 \text{ Reacciona} = 84 \text{ cm}^3 - 12 \text{ cm}^3$$

$$\text{O}_2 \text{ Reacciona} = 72 \text{ cm}^3$$

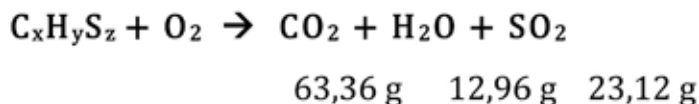
$$16x + 4y = 72$$

$$16(3) + 4y = 72$$

$$y = 6$$

La fórmula del hidrocarburo será C_3H_6 .

5. En una reacción de combustión en presencia de oxígeno se conoce que cierto compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y azufre. Si se conoce que a la combustión de 0,18 moles de este compuesto se obtienen 63,36 g de dióxido de carbono; 12,96 g de agua y 23,12 g de dióxido de azufre. Encontrar la fórmula molecular del compuesto reaccionante.



⇒ Determinamos los pesos moleculares de los compuestos presentes

$$\text{PM}_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g/mol}$$

$$63,66 \text{ g CO}_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 17,36 \text{ g C}$$

$$12,96 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,44 \text{ g H}$$

$$23,12 \text{ g SO}_2 \times \frac{32 \text{ g S}}{64 \text{ g SO}_2} = 11,56 \text{ g S}$$

⇒ Elaboramos a continuación la siguiente tabla:

Tabla 5.6. La fórmula empírica del compuesto orgánico será $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$

Elemento	Peso del elemento (PE)	PM	PE/PM = V	V/V menor	# entero
C	17,36 g	12 g/mol	17,36 / 12 = 1,44	1,44/0,361	4
H	1,44 g	1 g/mol	1,44 / 1 = 1,44	1,44/0,361	4
S	11,56 g	32 g/mol	11,56 / 32 = 0,361	0,361/0,361	1

⇒ Ahora determinamos la fórmula empírica para lo cual calculamos el peso molecular de esta fórmula:

$$\text{FE} = 84 \text{ g/mol}$$

⇒ Determinamos los gramos iniciales de $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$:

$$\text{g C}_4\text{H}_4\text{S} = 17,36 + 1,44 \text{ g} + 11,56 \text{ g}$$

$$\text{g C}_4\text{H}_4\text{S} = 30,36 \text{ g}$$

⇒ Determinamos el peso molecular real:

$$\text{FM} = \frac{30,36 \text{ g}}{0,18 \text{ moles}}$$

$$\text{FM} = 168,67 \text{ g/mol}$$

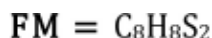
⇒ Finalmente, determinamos la fórmula molecular:

$$n = \frac{FM}{FE}$$

$$n = \frac{168,67}{84}$$

$$n = 2$$

$$FM = 2 FE$$



La fórmula molecular del compuesto orgánico será $C_8H_8S_2$.

6. Los carbohidratos son sustancias que tienen en su composición elemental C, H y O. En estas sustancias, la relación atómica del hidrógeno respecto al oxígeno es de 1 a 2. Establecer la fórmula molecular del carbohidrato cuya masa es de 180 g y que contiene un 40 % de carbono.

⇒ Tomar en cuenta que el porcentaje en peso se trabaja con la relación en gramos o la relación en pesos moleculares.

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso elemento} = \frac{\text{PM elemento}}{\text{PM compuesto}} \times 100$$

Por lo tanto, aplicando para el carbono:

$$\% \text{ Peso carbono} = \frac{\text{g elemento}}{\text{g compuesto}} \times 100$$

$$40 \% = \frac{n_{\text{carbono}} \times 12 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100$$

$$n_{\text{Carbono}} = 6 \text{ moles}$$

Si aplicamos para el hidrógeno tenemos:

$$\% \text{ Peso hidrógeno} = \frac{n_{\text{Hidrógeno}} \times 1 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100$$

La relación atómica del hidrógeno con respecto al oxígeno es de 1 a 2; por lo tanto tenemos:

$$n_{\text{Hidrógeno}} = 2 n_{\text{Oxígeno}}$$

Por lo tanto:

$$\% \text{ Peso Hidrógeno} = \frac{2 n_{\text{Oxígeno}} \times 1 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100$$

Si aplicamos para el oxígeno tenemos:

$$\% \text{ Peso Oxígeno} = \frac{n_{\text{Oxígeno}} \times 16 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100$$

⇒ Se conoce que el porcentaje en peso del carbono representa el 40 %; por lo tanto, el 60 % se encuentra representado por la suma del porcentaje del oxígeno y del hidrógeno.

$$60 \% = \% \text{ Peso Hidrógeno} + \% \text{ Peso Oxígeno}$$

$$60 \% = \frac{2 n_{\text{Oxígeno}} \times 1 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100 + \frac{n_{\text{Oxígeno}} \times 16 \text{ g/mol}}{180 \text{ g}} \times 100$$

$$1080 = 20 n_{\text{Oxígeno}} + 160 n_{\text{Oxígeno}}$$

$$1080 = 180 n_{\text{Oxígeno}}$$

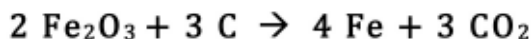
$$n_{\text{Oxígeno}} = 6 \text{ moles}$$

$$n_{\text{Hidrógeno}} = 2 n_{\text{Oxígeno}}$$

$$n_{\text{Hidrógeno}} = 12 \text{ moles}$$

La fórmula molecular del carbohidrato es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

7. En la industria de la metalurgia, en hornos gigantes, se produce hierro metálico partiendo de la siguiente reacción:



Determinar la masa del hierro que se conseguirá si inicialmente tenemos 600 kg de óxido y 100 kg de carbono. ¿Cuál es el reactivo en exceso y en qué cantidad?

$$\text{PM}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA}_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\text{RL:} \quad \text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{600000 \text{ g}}{2 \times 159,7 \text{ g/mol}} \quad \text{C} = \frac{100000 \text{ g C}}{3 \times 12 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 1878,52 \text{ mol} \quad \text{O} = 2777,778 \text{ mol}$$

El menor valor nos indica cuál es el reactivo limitante; en este caso, es el óxido férrico (Fe_2O_3), mientras que el reactivo en exceso es el carbono.

⇒ Por lo tanto, la cantidad de hierro metálico (Fe) que se conseguirá se determina de la siguiente manera:

$$\text{PA}_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$600000 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{4 \text{ mol Fe}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \times \frac{1 \text{ kg Fe}}{1000 \text{ g Fe}} = 419,66$$

Se obtienen 419,66 kg de Fe.

⇒ Para determinar la cantidad en exceso, primero determinamos la cantidad de carbono que reacciona:

$$600000 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{1 \text{ kg C}}{1000 \text{ g C}} = 67,62 \text{ kg}$$

⇒ Aplicamos la fórmula del exceso:

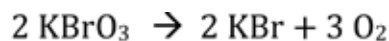
$$C_{\text{exceso}} = C_{\text{inicial}} - C_{\text{reacciona}}$$

$$C_{\text{exceso}} = 100 \text{ kg} - 67,62 \text{ kg}$$

$$C_{\text{exceso}} = 32,38 \text{ kg}$$

Se tienen 32,38 kg de carbono en exceso.

8. En la descomposición térmica del bromato de potasio, se forma bromuro de potasio y oxígeno. Si una muestra de bromato impuro de 65 g produce diez litros de oxígeno medido a condiciones normales, encontrar la pureza de la muestra.



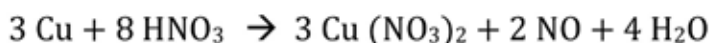
$$\text{PM}_{\text{KBrO}_3} = 167 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ l O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ l O}_2} \times \frac{2 \text{ mol KBrO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{167 \text{ g KBrO}_3}{1 \text{ mol KBrO}_3} \times \frac{100 \text{ g KBrO}_3}{65 \text{ g KBrO}_3} =$$

$$= 76,46 \text{ g puros de KBrO}_3$$

Se tienen 76,46 g puros de bromato de potasio.

9. Al reaccionar cobre con ácido nítrico, se obtienen como productos nitrato cúprico, monóxido de nitrógeno gaseoso y agua. a) Asumiendo un rendimiento de la reacción del 75 %, establecer la masa de un ácido nítrico del 45,5 % de pureza que se requiere para obtener cinco litros de monóxido de nitrógeno medido en condiciones normales. b) Además, determinar la masa de una muestra de cobre comercial del 90 % de pureza que se necesita.



$$\text{PM}_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{a) } 5 \text{ l NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{22,4 \text{ l NO}} \times \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NO}} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{100 \text{ g HNO}_3}{75 \text{ g HNO}_3} \times \frac{100 \text{ g HNO}_3}{45,5 \text{ g HNO}_3} =$$

$$= 164,83 \text{ g HNO}_3$$

⇒ Para el literal b, primero determinamos la cantidad que reacciona de ácido nítrico y luego la cantidad de cobre al 90 % de pureza.

$$5 \text{ l NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{22,4 \text{ l NO}} \times \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NO}} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{100 \text{ g HNO}_3}{75 \text{ g HNO}_3} = 75 \text{ g HNO}_3$$

$$\text{b) } 75 \text{ g HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \times \frac{3 \text{ mol Cu}}{8 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \times \frac{100 \text{ g Cu}}{90 \text{ g Cu puros}} = 31,49 \text{ g Cu}$$

10. En la reacción Cloruro de litio + permanganato de litio + ácido sulfúrico $\rightarrow$ cloro + sulfato manganoso + sulfato de litio + agua. Si reaccionan 185 gramos de permanganato con 120 cm³ de ácido sulfúrico concentrado al 86 % de pureza y de densidad 1,74 g/ml, calcular: a) los gramos de sulfato de litio al 45 % de pureza; y b) el volumen de cloro si su densidad es 2,12 g/cm³.



$$\text{PM}_{\text{LiMnO}_4} = 126 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$\Rightarrow$ Determinamos el reactivo limitante:

Para el LiMnO_4

$$\text{LiMnO}_4 = \frac{185 \text{ g}}{2 \times 126 \text{ g/mol}}$$

$$\text{LiMnO}_4 = 0,73 \text{ mol}$$

Para el H_2SO_4

$$120 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1,74 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4} \times \frac{86 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 179,57 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{179,57 \text{ g}}{8 \times 98 \text{ g/mol}}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,23 \text{ mol}$$

⇒ Al analizar la cantidad de moles, el reactivo limitante es aquel que está en menor cantidad, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante.

$$\begin{aligned} \text{a) } 179,57 \text{ g H}_2\text{SO}_4 &\times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times \frac{6 \text{ mol Li}_2\text{SO}_4}{8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{110 \text{ g Li}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Li}_2\text{SO}_4} = \\ &= 151,16 \text{ g Li}_2\text{SO}_4 \text{ puros} \end{aligned}$$

$$151,16 \text{ g Li}_2\text{SO}_4 \text{ puros} \times \frac{100 \text{ g Li}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{45 \text{ g Li}_2\text{SO}_4 \text{ puros}} = 335,93 \text{ g Li}_2\text{SO}_4$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 179,57 \text{ g H}_2\text{SO}_4 &\times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = \\ &= 81,31 \text{ g Cl}_2 \end{aligned}$$

$$81,31 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Cl}_2}{2,12 \text{ g Cl}_2} = 38,35 \text{ cm}^3 \text{ Cl}_2$$

Se tienen 151,16 g de sulfato de litio y 38,35 ml de cloro.

5.7. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En la producción de telas, se forman tonalidades rojizas en la superficie de hierro debido a la oxidación provocada por la humedad del agua, conocidas como herrumbre, las mismas que se puede eliminar con la adición de ácido clorhídrico diluido. ¿Cuántos hectogramos de herrumbre se logran eliminar si se tiene 1500 ml de ácido al 70 % de pureza y de densidad 1,128 g/ml?

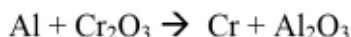
La reacción que representa el fenómeno es:



2. Los carbohidratos son sustancias que tienen en su composición elemental C, H y O. En estas, la relación atómica del hidrógeno respecto al oxígeno es de 1 a 2. Establecer la fórmula molecular del carbohidrato cuya masa es de 240 g y que contiene un 30 % de carbono.
3. Determinar la masa del ácido bromhídrico al 49 % de pureza que se requiere para disponer del bromo necesario para abastecer un tanque cilíndrico de 4500 ml de capacidad, si el proceso sucede a condiciones normales, cuando el ácido reacciona con el dióxido de manganeso. La masa se debe determinar en gramos y decilibras.



4. Determinar la cantidad de cromo metálico que puede adquirirse cuando reaccionan 2000 centilibras de aluminio con 10 kilogramos de óxido crómico. Además, indicar qué sustancia se encuentra en exceso y en qué cantidad.



5. Un compuesto químico formado por potasio, cromo y oxígeno presenta la siguiente composición porcentual respectivamente: (K) 26,57 %; (Cr), 35,37 %; y (O), 38,06 %. Determine la fórmula mínima.
6. Determinar el peso en gramos de salitre que contienen 88,4 % de nitrato de sodio que, al ser procesados con la debida cantidad de ácido sulfúrico, producen noventa gramos de ácido nítrico al 55,6 % de pureza.
7. Si 108,3 g de bromuro de amonio reaccionan con 112,6 g de óxido de calcio para la producción de amoníaco, encontrar cuál de los dos reaccionantes están en exceso y en qué cantidad. La masa se debe expresar en picolibras.
8. Se necesita preparar dióxido de nitrógeno a partir de sus elementos. El nitrógeno que se usará en la preparación se obtiene de la reacción: amoníaco + óxido ferroso $\rightarrow$ hierro + nitrógeno + agua. Calcular cuántas libras de amoníaco se requieren para producir 650 gramos de dióxido de nitrógeno.

9. En la reacción: dimanganato de litio + yoduro de bario + ácido telúrico $\rightarrow$ Iodo + telurato mangánico + telurato de bario + telurato de litio + agua. Determinar:
- a) El volumen de ácido telúrico concentrado de densidad 1,67 g/cm³ contiene 88 % de pureza, que volumen será necesario para reaccionar 295 gramos de yoduro de bario; b) Si todo el iodo obtenido de la reacción se une al fósforo tetraatómico, qué cantidad de yoduro fosfórico se forma.
10. En una reacción de purificación de cobre, el cobre reacciona con una solución ácido nítrico dando origen a la formación de nitrato cúprico, monóxido de nitrógeno y agua. Si a 19,05 g de cobre se aumentan 47,25 g de ácido y se activa la reacción; entonces: a) el reactivo limitante es el cobre; b) el reactivo limitante es el NO; c) se producen 0.3 moles de sal; d) se adquieren 5,63 g de NO.
11. Se pone en contacto 20 g de ácido clorhídrico (37 % en peso de pureza), 2,5 g de magnesio y arsenito de sodio en exceso, y se produce la siguiente reacción:



Si el rendimiento de la reacción es del 85,6 %, determine el volumen del gas AsH₃ que se produce en condiciones normales. Igualar la ecuación química por el método de los estados de oxidación.

CAPÍTULO VI. SOLUCIONES

Una solución o disolución es una mezcla homogénea cuya composición es variable. Las soluciones están formadas de dos partes: el **soluto** y un medio que se encuentra en mayor proporción y casi siempre permanece en el mismo estado físico de la solución resultante denominado **solvente**. A continuación, se indican algunos ejemplos de soluciones:

Tabla 6.1. Ejemplos de soluciones

MEZCLA	SOLUTO	SOLVENTE	SOLUCIÓN
Aire	Gas	Gas	Gas
Plata en oro	Sólido	Sólido	Sólido
Ácido clorhídrico	Líquido	Líquido	Líquido
Alcohol en agua	Líquido	Líquido	Líquido

Para que suceda una disolución es sustancial considerar que las moléculas del soluto y solvente están unidas por atracciones intermoleculares, que no es lo mismo que enlaces químicos interatómicos, debido a que, en esos tipos de enlace se deben ceder, ganar o compartir electrones. Para que una sustancia se disuelva en otra, las moléculas de soluto se dispersan en el disolvente; es decir, las moléculas de soluto ocupan posiciones que se encontraban ocupadas por moléculas de disolvente. Es condición para que se forme una solución que la naturaleza química del soluto y solvente permitan la formación de enlaces intermoleculares; en caso contrario, se habla de sustancias insolubles o inmiscibles.

6.1. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES

Cuando hablamos de **concentración**, se hace referencia a la cantidad (volumen o masa) de soluto presente en una determinada cantidad (volumen o masa) de solvente o de solución. La cantidad de soluto puede representarse en volumen, masa, moles, equivalentes-gramos; y la cantidad de solvente o solución, en masa o volumen según sea el caso (Bucheli, 2003). En toda solución se debe tener en cuenta lo siguiente:

$$\text{Masa de solución} = \text{Masa de soluto} + \text{Masa de solvente}$$

$$\text{Densidad de solución} = \text{Masa de solución} / \text{Volumen de solución}$$

Para saber el valor exacto de la cantidad de soluto y de disolvente en una disolución, los químicos utilizan unidades de concentración que se clasifican en físicas y químicas. A continuación, se examinarán las seis unidades de concentración más comunes: porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, molaridad, normalidad y molalidad.

Tipos de unidades de concentración

Porcentaje en peso

También llamado peso porcentual, es la cantidad de la masa del soluto en cien gramos de solución. El porcentaje en peso no presenta unidades debido a que su relación de cantidades es semejante (Escobar, 2009).

$$\% \text{ Peso} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$$

Por ejemplo:

Una muestra de 0,85 g de cloruro de bario se disuelve en 80 g de agua.
¿Cuál es el porcentaje en peso de cloruro de bario en esta disolución?

$$\% \text{ Peso} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa agua}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso} = \frac{0,85 \text{ g}}{0,85 \text{ g} + 80 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso} = 1,05 \%$$

Porcentaje en volumen

Se describe como el volumen de soluto disuelto en un determinado volumen de solución. Usualmente se representa como la cantidad de soluto contenido en cien volúmenes de solución.

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Por ejemplo:

Una muestra de 6,85 g de cloruro de bario se disuelve en 200 g de agua.
¿Cuál es el porcentaje en volumen de cloruro de bario en esta disolución?
La densidad del cloruro de bario es 3,86 g/cm³.

$$\text{Densidad del agua} = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$6,85 \text{ g BaCl}_2 \times \frac{1 \text{ ml BaCl}_2}{3,86 \text{ g BaCl}_2} = 1,77 \text{ ml BaCl}_2$$

$$200 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ ml H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} = 200 \text{ ml H}_2\text{O}$$

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

$$\% \text{ Volumen} = \frac{1,77 \text{ ml BaCl}_2}{201,77 \text{ ml solución}} \times 100$$

$$\% \text{ Volumen} = 0,87 \%$$

Porcentaje en peso/volumen

Indica la masa de soluto disuelto en un volumen elegido de solución. Este volumen de referencia puede ser el que se decida, pero comúnmente se utiliza 1 ml, 100 ml, 1000 ml.

$$\% \frac{\text{Peso}}{\text{Volumen}} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Por ejemplo:

Una muestra de 9,85 g de bromuro de potasio se disuelve en 150 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en peso/volumen de bromuro de potasio en esta disolución? La densidad del bromuro de potasio es 2,75 g/cm³.

$$\text{Densidad del agua} = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$\text{Densidad del bromuro de potasio} = 2,75 \text{ g/cm}^3$$

$$150 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ ml H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} = 150 \text{ ml H}_2\text{O}$$

$$9,85 \text{ g KBr} \times \frac{1 \text{ ml KBr}}{2,75 \text{ g KBr}} = 3,58 \text{ ml KBr}$$

$$\% \frac{\text{Peso}}{\text{Volumen}} = \frac{9,85 \text{ g}}{153,58 \text{ ml}} \times 100$$

$$\% \frac{\text{Peso}}{\text{Volumen}} = 6,41 \%$$

Molaridad

Denominada también concentración molar, indica el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución.

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución (litros)}}$$

Por ejemplo, una solución 3 M de ácido fosfórico, quiere decir que, en un litro de solución, están presentes tres moles de ácido fosfórico. Si en un mol de ácido fosfórico están presentes 98 gramos, en un litro de solución existirán: $3 \times 98 = 294$ gramos de este ácido.

Molalidad

Denominada también concentración molal, representa el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de solvente.

$$m = \text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}}$$

Por ejemplo, si inicialmente se posee una solución 3 m de CaCl_2 , significa que, en un kilogramo de solvente (H_2O , ordinariamente) están presentes tres moles de CaCl_2 .

Normalidad

Denominada también concentración normal, significa el número de equivalentes-gramos de soluto disueltos en un litro de solución.

$$N = \text{normalidad} = \frac{\text{Número de equivalentes – gramos de soluto}}{\text{Volumen de solución (litros)}}$$

Se debe tener en cuenta que equivalente-gramo de soluto no es igual a equivalente-gramo / mol de soluto. Por ejemplo, si inicialmente se posee una solución 3,5 N de ZnCl_2 , significa que existen 3,5 equivalentes-gramos de ZnCl_2 por cada litro de solución.

Fracción molar

Representa la razón entre el número de moles de un componente y el número de todas las moles de la solución:

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles solvente}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles soluto} + \text{moles solvente}}$$

La suma de las fracciones molares del soluto y del solvente es siempre igual a 1:

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

6.2. PROBLEMAS RESUELTOS

- Se mezclan cuatro litros de ácido fosfórico del 70 % en peso y densidad $1,38 \text{ g/cm}^3$ con tres litros de ácido fosfórico del 40 % en peso y de densidad $1,13 \text{ g/cm}^3$. Si la densidad de la solución resultante es de $1,22 \text{ g/cm}^3$, determinar: a) concentración del ácido resultante en porcentaje en peso, b) volumen del ácido que se forma, c) concentración normal, y d) fracción molar.

Datos:



a) Concentración del ácido resultante en porcentaje en peso

$$4 \text{ litros solución 1} \times \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución 1}}{1 \text{ litro solución 1}} \times \frac{1,38 \text{ g solución 1}}{1 \text{ cm}^3 \text{ solución 1}} = 5520 \text{ g solución 1}$$

$$3 \text{ litros solución 2} \times \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución 2}}{1 \text{ litro solución 2}} \times \frac{1,13 \text{ g solución 2}}{1 \text{ cm}^3 \text{ solución 2}} = 3390 \text{ g solución 2}$$

$$\text{g solución 1} + \text{g solución 2} = \text{g solución total}$$

$$5520 \text{ g} + 3390 \text{ g} = 8910 \text{ g}$$

⇒ Determinación de los gramos totales de soluto en la solución:

$$5520 \text{ g solución 1} \times \frac{70 \text{ g soluto 1}}{100 \text{ g solución 1}} = 3864 \text{ g soluto 1}$$

$$3390 \text{ g solución 2} \times \frac{40 \text{ g soluto 2}}{100 \text{ g solución 2}} = 1356 \text{ g soluto 2}$$

$$\text{g soluto 1} + \text{g soluto 2} = \text{g soluto total}$$

$$3864 \text{ g} + 1356 \text{ g} = 5220 \text{ g}$$

⇒ Determinación del porcentaje en peso:

$$\% \text{ Peso} = \frac{\text{g soluto totales}}{\text{g solución total}} \times 100$$

$$\% \text{Peso} = \frac{5220 \text{ g}}{8910 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{Peso} = 58,58 \%$$

b) Volumen del ácido que se forma en litros

⇒ Tenemos que partir de los gramos de la solución total:

$$8910 \text{ g solución total} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ solución total}}{1,22 \text{ g solución total}} \times \frac{1 \text{ litro solución total}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución total}} =$$
$$= 7,3 \text{ litros}$$

$$\text{Volumen solución} = 7,3 \text{ litros}$$

c) Concentración normal

$$N = \frac{\# \text{ eq-g}}{V \text{ solución (litros)}}$$

⇒ Para el # de equivalentes-gramos partimos desde los gramos del soluto total:

$$PM_{H_3PO_4} = (98 \text{ g/mol})$$

$$5520 \text{ g soluto total} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{98 \text{ g soluto}} \times \frac{3 \text{ eq-g}}{1 \text{ mol soluto}} = 168,98 \text{ eq - g}$$

$$N = \frac{168,98 \text{ eq-g}}{7,3 \text{ litros}}$$
$$= 23,15 \text{ N}$$

d) Determinar la fracción polar del soluto y del solvente

Recordar:

$X \text{ soluto} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles solvente}}$
--

$$5220 \text{ g soluto total} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{98 \text{ g soluto}} = 56,32 \text{ mol soluto}$$

$$\text{g soluto} + \text{g solvente} = \text{g solución}$$

$$5220 + \text{g solvente} = 8910 \text{ g}$$

$$\text{g solvente} = 3690 \text{ g}$$

⇒ Se sabe que el solvente en soluciones ácidas es el agua. Por lo tanto, el peso molecular del agua es de 18 g/mol.

$$3690 \text{ g solvente} \times \frac{1 \text{ mol solvente}}{18 \text{ g solvente}} = 205 \text{ mol solvente}$$

$$X \text{ soluto} = \frac{56,32}{56,32+205}$$

$$X \text{ soluto} = 0,21$$

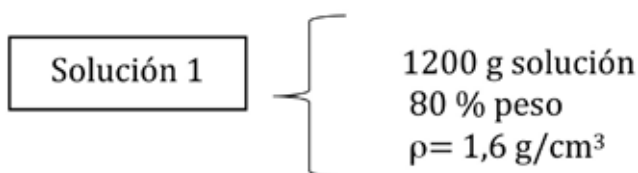
$$X \text{ soluto} + x \text{ solvente} = 1$$

$$0,21 + x \text{ solvente} = 1$$

$$X \text{ solvente} = 0,79$$

2. Se tiene 1200 gramos de solución de ácido dimangánico concentrado con densidad = 1,6 g/cm³ de concentración 80 % en peso. Determinar a) la molaridad, b) normalidad y c) molalidad de la solución.

Datos:



a) Molaridad

⇒ Primero determinamos el volumen de la solución:

$$1200 \text{ g solución} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ solución}}{1,6 \text{ g solución}} \times \frac{1 \text{ litro solución}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución}}$$

$$\text{Volumen solución} = 0,75 \text{ litros solución}$$

⇒ Ahora determinamos el # de moles del soluto:

$$PM_{H_2Mn_2O_7} = (224 \text{ g/mol})$$

$$1200 \text{ g solución} \times \frac{80 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} = 960 \text{ g soluto}$$

$$960 \text{ g soluto} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{224 \text{ g soluto}} = 4,28 \text{ mol soluto}$$

$$M = \frac{\# \text{ moles soluto}}{\text{solución (litros)}}$$

$$M = \frac{4,28 \text{ mol}}{0,75 \text{ litros}}$$

$$M = 5,71 \frac{\text{mol}}{\text{litros}}$$

b) Normalidad

$$4,28 \text{ mol soluto} \times \frac{2 \text{ eq-g}}{1 \text{ mol soluto}} = 8,56 \text{ eq - g}$$

$$N = \frac{8,56 \text{ eq-g}}{0,75 \text{ litros}}$$

$$N = 11,41 \frac{\text{eq-g}}{\text{litros}}$$

c) Molalidad

$$g \text{ soluto} + g \text{ solvente} = g \text{ solución}$$

$$960 \text{ g} + g \text{ solvente} = 1200 \text{ g}$$

$$g \text{ solvente} = 240 \text{ g}$$

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$m = \frac{4,28 \text{ mol}}{0,24 \text{ kg solvente}}$$

$$m = 17,833 \frac{\text{mol}}{\text{kg solvente}}$$

3. Determinar las cantidades de carbonato de sodio y de agua que se requiere para elaborar una solución de doce litros, 3 M cuya densidad es de $1,23 \text{ g/cm}^3$.

Datos:

Solución 1	{	12 litros de solución
		3 M
		$\rho = 1,23 \text{ g/cm}^3$

$$12 \text{ litros solución} \times \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución}}{1 \text{ litro solución}} \times \frac{1,23 \text{ g solución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ solución}} =$$

$$= 14760 \text{ g solución}$$

$3 \text{ M} = \frac{3 \text{ moles soluto}}{\text{litros de solución}}$
$\text{PM}_{\text{Na}_2(\text{CO}_3)} = 106 \text{ g/mol}$

$$12 \text{ litros solución} \times \frac{3 \text{ mol soluto}}{1 \text{ litro solución}} \times \frac{106 \text{ g soluto}}{1 \text{ mol soluto}} = 3816 \text{ g soluto}$$

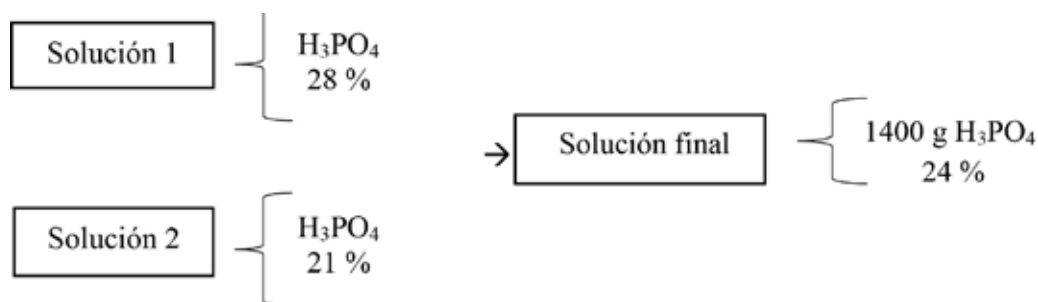
$$\text{g soluto} + \text{g solvente} = \text{g solución}$$

$$3816 \text{ g} + \text{g solvente} = 14760 \text{ g}$$

$$\text{g solvente} = 10944 \text{ g}$$

4. Encontrar los gramos de dos soluciones de ácido fosfórico del 28 % y del 21 % en peso que convienen mezclarse para preparar 1400 g de solución de ácido fosfórico al 24 % en peso.

Datos:



$$28 \% = \frac{\text{g soluto 1}}{\text{g solución 1}} \times 100$$

$$21 \% = \frac{\text{g soluto 2}}{\text{g solución 2}} \times 100$$

$$\text{g solución 1} + \text{g solución 2} = \text{solución final}$$

①

$$\text{g solución 1} + \text{g solución 2} = 1400 \text{ g}$$

$$1400 \text{ g solución final} \times \frac{24 \text{ g soluto final}}{100 \text{ g solución final}} = 336 \text{ g soluto final}$$

$$\boxed{\text{g soluto 1} + \text{g soluto 2} = 336 \text{ g}} \quad (2)$$

$$\text{g soluto 1} = \frac{28 \text{ g solución 1}}{100} \qquad \text{g soluto 2} = \frac{21 \text{ g solución 2}}{100}$$

$$\frac{28}{100} \text{ g solución 1} + \frac{21}{100} \text{ g solución 2} = 336 \quad (3)$$

Reemplazamos (1) en (3)

$$\text{g solución}_1 = 1400 - \text{g solución}_2$$

$$\frac{28}{100} \times (1400 - \text{g solución}_1) + \frac{21}{100} \text{ g solución}_2 = 336$$

$$392 - \frac{28}{100} \text{ g solución}_1 + \frac{21}{100} \text{ g solución}_2 = 336$$

$$\frac{-7}{100} \text{ g solución}_2 = 336 - 392$$

$$\frac{7}{100} \text{ g solución}_2 = 56$$

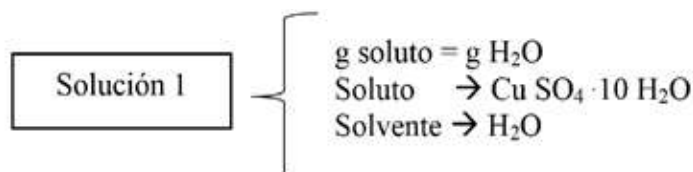
$$\boxed{\text{g solución}_2 = 800 \text{ g}}$$

$$\text{g solución}_1 = 1400 \text{ g} - 800 \text{ g}$$

$$\boxed{\text{g solución}_1 = 600 \text{ g}}$$

5. Una determinada cantidad de sulfato cúprico decahidratado se disuelve en un peso igual de agua. Determinar la concentración de la solución en porcentaje en peso de sal anhidra (sin presencia de agua).

Datos:



$$\text{PM}_{\text{Cu (SO}_4) \times 10 \text{ H}_2\text{O}} = 339,5 \text{ g / mol}$$

$$\text{g soluto} + \text{g solvente} = \text{g solución}$$

$$50\text{g} + 50 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

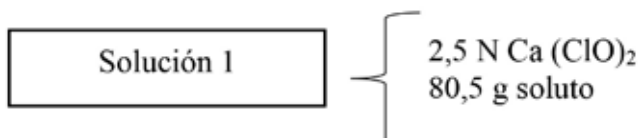
$$50 \text{ g Cu SO}_4 \times 10 \text{ H}_2\text{O} \times \frac{159,5 \text{ g Cu SO}_4}{339,5 \text{ g Cu (SO}_4) \times 10 \text{ H}_2\text{O}} = 23,49 \text{ g Cu (SO}_4)$$

$$\% \text{ Peso} = \frac{23,49 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso} = 23,49 \%$$

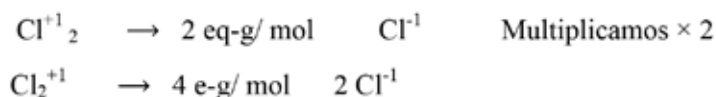
6. Establecer el volumen de solución 2,5 N de hipoclorito de calcio que se consigue disponer con 80,5 g de este compuesto. La solución se va a tratar en una reacción en la que el hipoclorito de calcio se reduce a iones cloruro.

Datos:



$$\text{PM}_{\text{Ca (ClO)}_2} = 143\text{g/mol}$$

⇒ Determinamos la cantidad número de equivalentes-gramos, para lo cual tomamos los componentes que se reducen, en este caso, el cloro.



$$N = \frac{\# \text{ eq-g}}{V \text{ Solución (l)}}$$

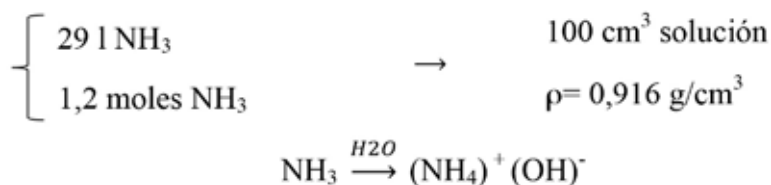
$$80,5 \text{ g Ca (ClO)}_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2}{143 \text{ g Ca(ClO)}_2} \times \frac{4 \text{ eq-g Ca(ClO)}_2}{1 \text{ mol Ca (ClO)}_2} = 2,25 \text{ eq - g Ca(ClO)}_2$$

$$2,25 \text{ eq-g Ca (ClO)}_2 \times \frac{1 \text{ l solución}}{2,5 \text{ eq-g Ca(ClO)}_2} = 0,9 \text{ l solución}$$

El volumen de la solución de Ca (ClO)_2 que se obtendrá es de 0,9 l.

7. Un volumen de veintinueve litros de amoníaco gaseoso que tiene 1,2 moles de este compuesto, se disuelve en agua y se consiguen alrededor de 100 cm^3 de una solución cuya densidad es $0,916 \text{ g/cm}^3$. Determinar la concentración de la solución en normalidad y en molalidad.

Datos:



⇒ Determinamos la normalidad, para lo cual tomamos en cuenta que el número de equivalentes-gramos es 1 debido al número de (OH)– presentes en la reacción:

$$N = \frac{\# \text{ eq - g}}{V \text{ Solucion (l)}}$$

Soluto = NH_3

Solvente = Agua

$$100 \text{ cm}^3 \text{ solución} \times \frac{0,916 \text{ g solución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ solución}} = 91,6 \text{ g solución}$$

$$1,2 \text{ mol soluto} \times \frac{1 \text{ eq-g soluto}}{1 \text{ mol soluto}} = 1,2 \text{ eq - g soluto}$$

$$N = \frac{1,2 \text{ eq - g soluto}}{0,1 \text{ litros}} = 12 \text{ N}$$

⇒ Determinamos la molalidad, para lo cual debemos determinar la cantidad de agua en kg:

$$\text{PM}_{\text{NH}_3} = 17\text{g/mol}$$

$$1,2 \text{ mol soluto} \times \frac{17\text{g soluto}}{1 \text{ mol soluto}} = 20,4 \text{ g soluto}$$

$$\text{g soluto} + \text{g solvente} = \text{g solución}$$

$$20,4 \text{ g} + \text{g solvente} = 91,6 \text{ g}$$

$$\text{g solvente} = 71,2 \text{ g}$$

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{1,2}{0,0712} = 16,85 \text{ m}$$

La normalidad y molalidad de la solución es 12 N y 16,85 m respectivamente.

8. Se disuelve una determinada cantidad de cloruro de magnesio decahidratado en un peso igual de agua para obtener una solución cuya densidad es de $1,32 \text{ g/cm}^3$. Calcular la concentración de la solución en soluto anhidro en a) porcentaje en peso, b) molaridad y c) normalidad.

Datos:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{solute} = \text{Mg Cl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \\ \rho = 1,32 \text{ g/cm}^3 \end{array} \right. \rightarrow \text{PM soluto} = 275 \text{ g/mol}$$

a) Porcentaje en peso

$$50 \text{ g soluto} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{275 \text{ g soluto}} \times \frac{95 \text{ g Mg Cl}_2}{1 \text{ mol soluto}} = 17,3 \text{ g MgCl}_2$$

$$\% \text{ Peso} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g solución}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso} = \frac{17,3 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ Peso} = 17,3 \%$$

b) Molaridad

$$100 \text{ g solución} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ solución}}{1,32 \text{ g solución}} \times \frac{1 \text{ litros solución}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ solución}} = 0,076 \text{ litros solución}$$

$$17,3 \text{ g soluto} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{95 \text{ g soluto}} = 0,18 \text{ mol soluto}$$

$$M = \frac{0,18}{0,076} = 2,37 \text{ M}$$

c) Normalidad

$$N = \frac{\# \text{ eq-g soluto}}{V \text{ solución (l)}}$$

$$17,3 \text{ g soluto} \times \frac{1 \text{ mol soluto}}{275 \text{ g soluto}} \times \frac{2 \text{ eq-g soluto}}{1 \text{ mol soluto}} = 0,125 \text{ eq - g soluto}$$

$$M = \frac{0,125}{0,076} = 1,64 \text{ N}$$

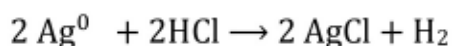
El porcentaje en peso, molaridad y la normalidad de la solución es 17,3 %, 2,42 M y 1,64 N respectivamente.

9. Para la reacción de un gramo de aleación de plata con ácido clorhídrico, se requirieron 80 cm³ de ácido clorhídrico 0,075 N. En esta reacción, la plata precipita en forma de cloruro de plata. Determinar: a) la masa del cloruro de plata obtenida y b) el porcentaje en peso de plata en la aleación.

Datos:

$$\{80 \text{ cm}^3 \text{ HCl} ; 0,075 \text{ N}\}$$

⇒ Planteamos la reacción química y balanceamos la ecuación:



⇒ Determinamos la masa del cloruro de plata para lo cual los datos relacionamos con la ecuación balanceada:

$$80 \text{ cm}^3 \text{ HCl} \times \frac{1 \text{ l HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ HCl}} \times \frac{0,075 \text{ eq-g HCl}}{1 \text{ l HCl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ eq-g HCl}} \times \frac{2 \text{ mol AgCl}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{143,32 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,85 \text{ g AgCl}$$

⇒ Determinamos el porcentaje de plata, para lo cual primero determinamos la cantidad de plata existente:

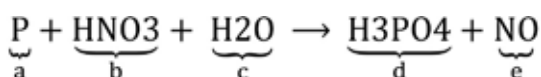
$$80 \text{ cm}^3 \text{ HCl} \times \frac{1 \text{ l HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ HCl}} \times \frac{0,075 \text{ eq-g HCl}}{1 \text{ l HCl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ eq-g HCl}} \times \frac{2 \text{ mol Ag}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{107,8 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 0,65 \text{ g Ag}$$

$$\% \text{ Peso} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g solución}} \times 100$$

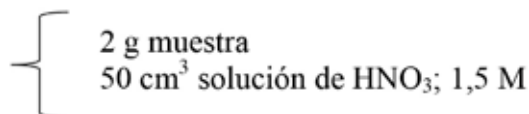
$$\% \text{ Peso} = \frac{0,65 \text{ g Ag}}{1 \text{ g solución}} \times 100 = 65 \%$$

La masa del cloruro de plata es de 0,85 g y el porcentaje de plata en peso en la reacción representa el 65 %.

10. Para oxidar el fósforo que hay en dos gramos de muestra, se ocuparon 50 cm³ de ácido nítrico 1,5 M en la siguiente reacción. Calcular la pureza de la muestra e igualar la reacción mediante el método algebraico.



Datos:



⇒ Igualamos la reacción utilizando un método algebraico:

$$\text{P: } a = d \text{ (1)}$$

$$\text{H: } b + 2c = 3d \text{ (2)} \quad a = 1$$

$$\text{N: } b = e \text{ (3)} \quad d = 1$$

$$\text{O: } 3b + c = 4d + e \text{ (4)}$$

③ Y ④

$$3b + c = 4 + b$$

$$3b - b + c = 4$$

$$2b + c = 4 \text{ ⑤}$$

⑤ y ②

$$b + 2c = 3$$

$$b + 2c = 3$$

$$b = 3 - 2c$$

$$b + 2 \times \left(\frac{2}{3}\right) = 3$$

$$2(3 - 2c) + c = 4 \quad 3b + 4 = 9$$

$$6 - 4c + c = 4$$

$$3b = 5$$

$$-3c = -2$$

$$b = \frac{5}{3}$$

$$c = \frac{2}{3}$$

⇒ Multiplicamos a todos los coeficientes obtenidos por el denominador, en este caso, el número 3:

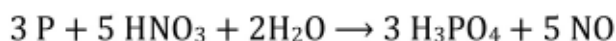
$$a = 1 \times 3 \Rightarrow 3$$

$$b = \frac{5}{3} \times 3 \Rightarrow 5$$

$$c = \frac{2}{3} \times 3 \Rightarrow 2$$

$$d = 1 \times 3 \Rightarrow 3$$

$$e = \frac{5}{3} \times 3 \Rightarrow 5$$



$$50 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \times \frac{1,5 \text{ mol HNO}_3 (\text{solute})}{1000 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3} \times \frac{3 \text{ mol P}}{5 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{31 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} = 1,39 \text{ g}$$

$$\% \text{ Pureza} = \frac{1,39 \text{ g P}}{2 \text{ g P}} \times 100 = 69,5 \%$$

El porcentaje de pureza de la muestra es del 69,5 %.

6.3. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Cuántos gramos de H_2O se deberán utilizar para disolver 150 gramos de NaCl , para producir una solución al 20 % en peso.
2. Una solución al 35 % en peso de ácido clorhídrico (HCl) tiene una densidad de 0,960 g/ml. Determinar la concentración normal, molar, molal y la fracción molar de la solución.
3. ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado, de densidad 1,65 g/ml y que contiene el 75 % en peso de ácido puro, se necesitan para preparar tres litros de una solución 4 N.
4. Cuántos gramos de cloruro crómico hexahidratado se necesitan para preparar dos litros de solución que contenga 40 mg de Cr^{+3} por dm^3 de solución.
5. Para oxidar el fósforo contenido en cuatro gramos de muestra se ocuparon 150 cm^3 de solución de ácido nítrico 1,8 M, y se produjeron ácido fosfórico y monóxido de nitrógeno. Calcular la pureza de la muestra e igualar la reacción mediante el método algebraico.
6. Se tiene una solución de dicromato de potasio al 1 % en peso y una densidad prácticamente igual a 1 g/cm^3 . Calcular el volumen de esta solución que se necesita para preparar 500 cm^3 de una solución 0,1 N de dicromato de potasio. El dicromato se reduce a ion crómico.
7. Se disuelven 100 g de sulfato de aluminio en 500 g de agua. a) Calcule la concentración de la solución en porcentaje en peso del soluto formado. b) Determinar la normalidad si la densidad de la solución es 2 g/cm^3 si el sulfato de aluminio se reduce y forma sulfuro de aluminio.
8. Se mezcla tres litros de ácido fosfórico del 60 % en peso y densidad 1,38 g/cm^3 con dos litros de ácido fosfórico del 40 % en peso y de densidad 1,13 g/cm^3 . Si la densidad de la solución resultante es de 1,22 g/cm^3 , determinar: a) concentración del ácido resultante en porcentaje en peso, b) volumen del ácido que se forma y c) concentración normal.
9. Se tienen 680 g de una solución de ácido clorhídrico al 30 % en peso y se añaden 500 g de otra solución del mismo soluto al 7 % en peso. Si la

densidad de la solución final es $1,25 \text{ g/cm}^3$. Determinar su concentración en porcentaje en peso y en normal.

CAPÍTULO VII

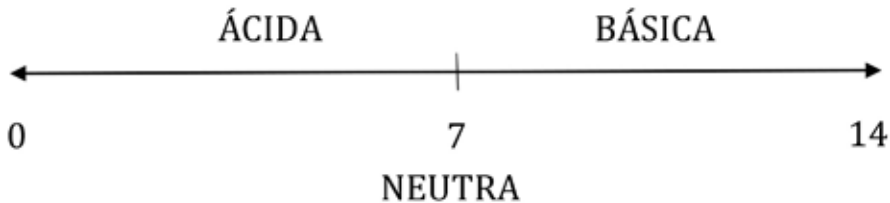
POTENCIAL HIDRÓGENO (PH)

El potencial hidrógeno (pH) determina la acidez o alcalinidad de una solución, es decir, permite obtener cuantitativamente la concentración de iones de hidronio $[H_3O^+]$. El químico danés Peter Lauritz Sørensen, mediante una serie de estudios, estableció una ecuación matemática basada en logaritmos, con el fin de medir el grado de acidez de toda solución.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

7.1. ACIDEZ Y ALCALINIDAD

Por medio de la ecuación para el cálculo del potencial hidrógeno (pH), se clasifica el grado de acidez o alcalinidad mediante el escalímetro de pH que se muestra a continuación:



Sobre la base de la escala de pH se puede establecer las siguientes conclusiones:

- a) Una solución es NEUTRA cuando el potencial hidrógeno (pH) = 7
b) Una solución es ÁCIDA cuando el potencial hidrógeno (pH) < 7

c) Una solución es BÁSICA cuando el potencial hidrógeno (pH) > 7

Para determinar el valor de pOH se emplea la siguiente ecuación:

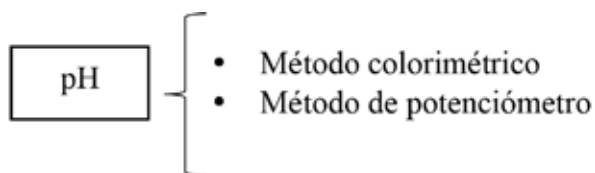
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Matemáticamente, el pH y pOH, al ser calculados utilizando el logaritmo inverso de la concentración molar de los hidrogenoides, se relacionan entre sí mediante la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

7.2. MÉTODOS PARA DETERMINAR EL PH

El potencial hidrógeno (pH) se mide mediante dos métodos:



El método colorimétrico es una medida aproximada de pH, donde el principal elemento es un papel indicador. Este es absorbente y ha sido impregnado por una solución que hace que su color varíe según el pH de la muestra.

Para obtener resultados favorables en este método es importante mojar adecuadamente ambas caras con la muestra analizada, con el fin de observar el cambio gradual de color de los indicadores, para así realizar una comparación del color resultante con la escala patrón respectiva que acompaña al papel indicador (Masterton y Hurley, 2015).

Figura 7.1. Medidor de pH



Fuente: tomado de Chang, 2017

El método del potenciómetro permite efectuar medidas con mayor precisión utilizando el pH-metro. Este equipo se basa especialmente en la diferencia de potencial que se establece entre electrodos y depende de la concentración de hidrogenoides del medio que se analiza.

La diferencia de potencial que se establece entre los dos electrodos corresponde a la ecuación establecida por Nernst:

$$\Delta v = - \frac{2,3 RT}{F} \Delta pH$$

Antes de la obtención del potencial hidrógeno (pH), es necesario calibrarlo periódicamente con disoluciones patrón conocidas, con la finalidad de que los resultados no sean erróneos.

A continuación, se observan algunos ejemplos de sustancias con su respectivo valor de pH:

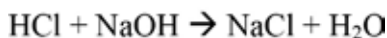
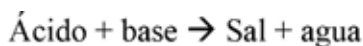
Tabla 7.1. Sustancias con su respectivo valor de pH

SOLUCIÓN	pH	pOH
HCL 1M	0	14
Jugo gástrico	1	13
Jugo de limón, lima, refrescos	2	12
Vinagre, vino, pepinillo	3	11
Naranja, tomate, lluvia ácida	4	10
Tinto, cerveza, orina	5	9
Saliva, leche agria	6	8
Agua	7	7
Agua de mar, sangre	8	6
Bilis	9	5
Leche de magnesia	10	4
Agua de cal	11	3
Amoníaco doméstico	12	2
NAOH 0.1 M	13	1
NAOH 1M	14	0

Fuente: tomado de Bucheli, 2003

7.3. HIDRÓLISIS

La hidrólisis hace referencia en términos generales a la «reacción con el agua». Sin embargo, profundizando más en el tema, se lo puede definir como «una reacción del ion con el agua, en la que se produce una transferencia protónica».



Mediante el proceso de neutralización, se puede clasificar a las sales en: ácidas, básicas, neutras, ligeramente ácidas o básicas.

Tabla 7.2. Clasificación de las sales

ÁCIDO	BASE	SAL
Fuerte	Fuerte	Neutra
Fuerte	Débil	Ácida
Débil	Fuerte	Básica
Débil	Débil	Ligeramente ácida o básica

Fuente: tomado de Bucheli, 2003

En la naturaleza, la hidrólisis es de vital importancia, ya que permite que se realice el proceso de meteorización química de las rocas, lo que genera la formación de suelos.

Al mencionar potencial hidrógeno (pH) e hidrólisis, la volumetría ácido-base determina el pH del punto final mediante una reacción hidrolítica, titulando una base o ácido débil con su contraparte. Por lo tanto, estas recomendaciones se deben tomar en cuenta al momento de realizar la selección del indicador.

Las reacciones de hidrólisis pueden cambiar según las concentraciones de protones o hidroxilos que se encuentren en la solución, lo que da como resultado una sustancia con pH por debajo, igual o superior a 7, con el fin de clasificar y caracterizar las sales ácidas, neutras y básicas.

El anión o el catión dependen del valor de la constante de acidez o basicidad de la solución de donde provienen los iones. Por lo tanto, la hidrólisis será mayor a medida que la constante sea más pequeña, por lo que se dice que tienen una relación inversamente proporcional.

En el caso de que la sal se encuentre formada por iones capaces de hidrolizar, la clasificación va a depender de la diferencia entre las constantes de acidez K_a y de basicidad K_b .

Tabla 7.3. Clasificación y caracterización de las sales

TIPO	CARACTERÍSTICA	EJEMPLO
NEUTRA	• Las soluciones en agua pura tienen pH igual a 7.	NaCl
	• Debido a la neutralización completa, se producen un ácido fuerte y una base fuerte.	KNO ₃ NaClO ₄
	• Las soluciones en agua pura tienen pH menor a 7.	NH ₄ Cl
ÁCIDA	• Debido a la neutralización completa, se producen un ácido fuerte con una base débil.	AlCl ₃ Fe(NO ₃) ₃
	• Las soluciones en agua pura tienen pH mayor a 7.	CH ₃ COONa
BÁSICA	• Debido a la neutralización completa se producen un ácido débil con una base fuerte.	Na ₂ CO ₃ KCN

Fuente: tomado de Escobar, 2009

Tabla 7.4. Constantes de acidez Ka y de basicidad Kb

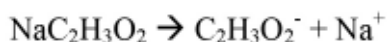
Comparación	pH de la solución	Tipo de sal	Ejemplo
Kb < Ka	< 7	Ácida	NH ₄ NO ₂
Kb > Ka	> 7	Básica	NH ₄ CN
Kb = Ka	= 7	Neutra	CH ₃ COONH ₄

Fuente: tomado de Daub, 2009

A continuación, se presenta un ejemplo de hidrólisis de una sal básica:



a) Ionización del acetato de sodio $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$



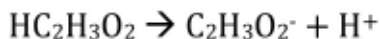
b) Proceso de hidrólisis del acetato de sodio $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$



⇒ Determinación de la constante de equilibrio:

$$K_h = \frac{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

c) Ionización del ácido regenerado



⇒ Determinación de la constante de equilibrio del ácido regenerado.

$$K_a = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2][\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

⇒ Producto entre las dos constantes determinadas:

$$K_h \times K_a = \frac{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2]} \times \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2][\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

⇒ Al simplificar la expresión, tenemos:

$$K_h \times K_a = \frac{[\cancel{\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}][\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2}]} \times \frac{[\cancel{\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2}][\text{H}^+]}{[\cancel{\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}]}$$

$$K_h \times K_a = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ ①}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ ②}$$

⇒ Al sustituir la ecuación (2) en la ecuación (1), tenemos:

$$K_h \times K_a = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_h \times K_a = K_w$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

d) Para calcular el porcentaje de hidrólisis de una sal, se considera la siguiente expresión:

$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{\text{Concentración hidrolizada}}{\text{Concentración inicial}} \times 100$$

⇒ La constante de hidrólisis para una sal ácida, se define mediante la ecuación

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Ácidos y bases débiles

Los ácidos y bases como ácido clorhídrico o hidróxido de sodio se encuentran disociados. Por esta razón, son electrolitos fuertes. La concentración molar de H^+ o de OH^- coincide con el ácido o base, por lo que se los denomina ácidos o bases fuertes.

$$\text{Si } [HCl] = 10^{-2} \rightarrow [H^+] = 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 2$$

$$\text{Si } [NaOH] = 10^{-2} \rightarrow [OH^-] = 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 12$$

Una gran cantidad de ácidos y bases de interés fisiológico se encuentran parcialmente disociados, formados por electrolitos débiles, lo que genera ácidos y bases débiles. El grado de disociación de una solución depende de su dilución; por lo tanto, no existe una relación directa entre el pH y la concentración molar del ácido o base (Macarulla y Goñi, 1994).

A continuación, se ejemplifica, la disociación de un ácido débil (ácido acético):

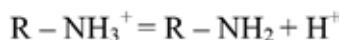


⇒ Debido a la Ley de Atracción de Masas, se produce un equilibrio químico, lo que genera una relación constante entre las concentraciones.

$$K = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{AcH}]}$$

El valor de K depende de los valores de los iones resultantes. Cuando un ácido es más fuerte, mayor serán las concentraciones. Por ende, el valor de la constante K aumentará. Se debe tomar en cuenta que, en los ácidos fuertes, la fracción sin disociar será despreciable. Entonces, el valor de K tendería a infinito (Butler y Groser, 2014).

En una amina, la disociación de ácidos débiles de forma protonada, se lo presenta a continuación:



$$K = \frac{[\text{R} - \text{NH}_2][\text{H}^+]}{[\text{R} - \text{NH}_3^+]} \quad (1)$$

Los valores de la constante K se consideran bajos para los ácidos y bases débiles. Por esta razón, se recurre a usar el término pK, definición que se le da al pH como el logaritmo de K con el signo negativo.

$$\text{pK} = -\log K$$

$$K = 10^{-\text{pK}}$$

Sobre la base del escalímetro de pK, los ácidos débiles tienen valores inferiores a 7, y las bases débiles tienen valores mayores a 7, por ende, mientras más fuerte es el ácido, menor será su valor de pK.

De la ecuación ① se deduce:

$$[\text{AcH}] = [\text{Ac}^-]$$

$$[\text{H}^+] = K$$

$$\text{pH} = \text{pK}$$

Por lo tanto, el valor de pK se lo puede definir como el potencial hidrógeno (pH), en que el 50 % de ácido se encuentra disociado.

7.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. En una solución 1 M de ácido cianhídrico (HCN), calcular el potencial hidrógeno (pH) y el porcentaje de ionización, teniendo en cuenta, que la constante K_a es $9,6 \times 10^{-10}$.

Datos:



a) Ionización del HCN mediante la siguiente reacción:

	HCN	→	H ⁺	CN ⁻
I:	1		0	0
E:	1-X		X	X

⇒ Al reemplazar datos, tenemos:

$$9,6 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{1-X}$$

$$X^2 + 9,6 \times 10^{-10} X - 9,6 \times 10^{-10} = 0$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{(b^2 - 4ac)}}{2a}$$

$$X = \frac{9,6 \times 10^{-10} \pm \sqrt{(9,6 \times 10^{-10})^2 - 4(1)(9,6 \times 10^{-10})}}{2(1)}$$

$$X = [H^+] = 3,10 \times 10^{-5}$$

⇒ Determinación del potencial hidrógeno (pH):

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log [3,10 \times 10^{-5}]$$

$$\text{pH} = 4,51$$

⇒ Determinación del porcentaje de ionización (%) mediante la ecuación dada a continuación:

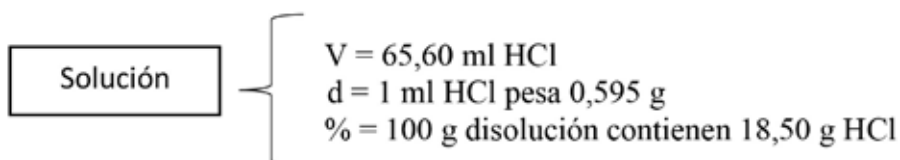
$$\% \text{ ionización} = \frac{\text{Concentración ionizada}}{\text{Concentración inicial}}$$

$$\% \text{ ionización} = \frac{3,10 \times 10^{-5}}{1} \times 100$$

$$\% \text{ ionización} = 3,10 \times 10^{-3} \%$$

2. Determinar el potencial hidrógeno (pH) de una solución de 65,60 ml de ácido clorhídrico (HCl), concentrado con un porcentaje del 18,5 % en peso, una densidad de 0,595 g/ml y agua hasta un volumen final de un litro.

Datos:



a) Determinación del peso molecular del ácido clorhídrico (HCl):

$$H = 1 \text{ g}$$

$$Cl = 35,45$$

$$HCl = 1 + 35,45 = \mathbf{36,45 \text{ g}}$$

⇒ Determinación del número de moles del ácido clorhídrico (HCl):

$$65,6 \text{ ml HCl} \times \frac{0,595 \text{ HCl (solución)}}{1 \text{ ml HCl}} \times \frac{18,5 \text{ g HCl (soluto)}}{100 \text{ g (solución) HCl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl (soluto)}}{36,45 \text{ g HCl (soluto)}}$$

$$n = \mathbf{0,198 \text{ mol HCl}}$$

⇒ Determinación del potencial de hidrógeno pH:

$$pH = -\log [H^+]$$

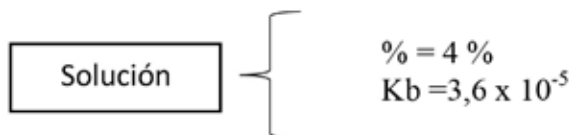
$$pH = -\log [0,198]$$

$$pH = \mathbf{0,703}$$

El valor obtenido de potencial de hidrógeno de 0,703 de HCl, determina que la sustancia es ácida.

3. En una solución de hidróxido de amonio (NH_4OH), que se encuentra ionizada al 4 %, teniendo en cuenta que la constante K_b es de $3,6 \times 10^{-5}$, determinar la molaridad de la solución.

Datos:



a) Ionización del NH_4OH mediante la siguiente reacción:



$\Rightarrow$ Al reemplazar datos, tenemos:

Ecuación 1

$$3,6 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{M-X}$$

$$X^2 + 3,6 \times 10^{-5} X - 3,6 \times 10^{-5} M = 0 \quad (1)$$

Ecuación 2

$$4 = \frac{X}{M} \cdot 100$$

$$M = 25 X \quad (2)$$

⇒ Al sustituir la ecuación (2) en la ecuación (1), tenemos:

$$X^2 + 3,6 \times 10^{-5} X - 3,6 \times 10^{-5} M = 0$$

$$X^2 + 3,6 \times 10^{-5} X - 3,6 \times 10^{-5} (25 X) = 0$$

$$X^2 + 3,6 \times 10^{-5} X - 9 \times 10^{-4} X = 0$$

$$X^2 - 8,64 \times 10^{-4} X = 0$$

$$X^2 = 8,64 \times 10^{-4} X$$

Simplifico X:

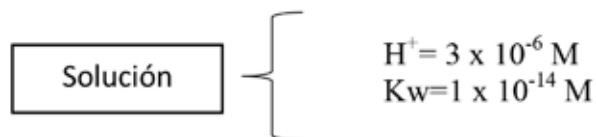
$$X = 8,64 \times 10^{-4}$$

Remplazo en 2:

$$M = 0,0216 \text{ moles/litro}$$

4. Determinar la concentración molar $[\text{OH}^-]$, pH y pOH de una solución que tiene una concentración de iones H^+ equivalente a $3 \times 10^{-6} \text{ M}$. Además, determine si la solución es ácida o básica.

Datos:



a) Determinación de $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-6}}$$

$$[\text{OH}^-] = 3.33 \times 10^{-9} \text{ M}$$

⇒ Determinación del potencial hidrógeno (pH):

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [3 \times 10^{-6}]$$

$$\text{pH} = 5,52$$

⇒ Determinación del pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [3,33 \times 10^{-9}]$$

$$\text{pOH} = 8,48$$

⇒ Comprobación entre el potencial hidrógeno (pH) y pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

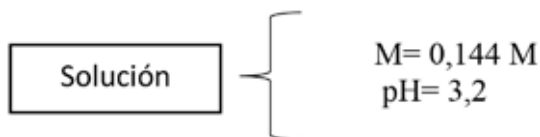
$$5,52 + 8,48 = 14$$

$$14 = 14$$

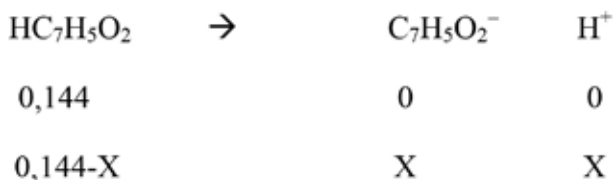
El valor obtenido de potencial de hidrógeno pH es 5,52 o su equivalente 8,48 en pOH; por lo tanto, se concluye que la sustancia es ácida.

5. Determinar la constante K_a de una solución de ácido benzoico ($\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$), con una molaridad de 0,144 M con un potencial hidrógeno (pH) de 3,2.

Datos:



a) Ionización del $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ mediante la siguiente reacción:



$\Rightarrow$ Determinación de H^+ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$X = 10^{-3,2}$$

$$X = 6,31 \times 10^{-4} \text{ moles/litro}$$

$\Rightarrow$ Determinación de la constante K_a :

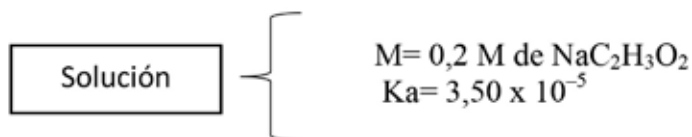
$$K_a = \frac{X^2}{1-X}$$

$$K_a = \frac{(6,31 \times 10^{-4})^2}{0,144 - 6,31 \times 10^{-4}}$$

$$K_a = 2,78 \times 10^{-6}$$

6. En una solución de 0,2 M de acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), determinar el valor del potencial de hidrógeno (pH), pOH y el porcentaje de hidrólisis, teniendo en cuenta que el valor de la constante K_a del ácido acético es de $3,50 \times 10^{-5}$.

Datos:



a) Ionización del $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ mediante la siguiente reacción:

	$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\rightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Na^+
I:	0,2		0	0
E:	0		0,2	0,2

b) Hidrólisis del $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ mediante la siguiente reacción:

	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$\rightarrow$	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	OH^-
I:	0,2		0	0
E:	0,2 - X		X	X

$\Rightarrow$ Determinación de la constante K_h de hidrólisis, con su respectivo valor:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_h = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,50 \times 10^{-5}}$$

$$K_h = 2,86 \times 10^{-10}$$

$\Rightarrow$ El valor obtenido se reemplaza en la ecuación de hidrólisis:

$$2,86 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{M-X}$$

$$2,86 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0,2 - X}$$

$$X^2 + 2,86 \times 10^{-10} X - 5,71 \times 10^{-11} = 0$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{(b^2 - 4ac)}}{2a}$$

$$X = \frac{2,86 \times 10^{-10} \pm \sqrt{(2,86 \times 10^{-10})^2 - 4(1)(5,71 \times 10^{-11})}}{2(1)}$$

$$X = 7,56 \times 10^{-6}$$

⇒ Determinar el pOH del acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$):

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [7,56 \times 10^{-6}]$$

$$\text{pOH} = 5,12$$

⇒ Determinar el pH del acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$):

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$5,12 + \text{pH} = 14$$

$$\text{pH} = 8,88$$

De acuerdo la escala de pH, el acetato de sodio se lo clasifica como una solución básica.

⇒ Determinar el porcentaje de hidrólisis del acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$):

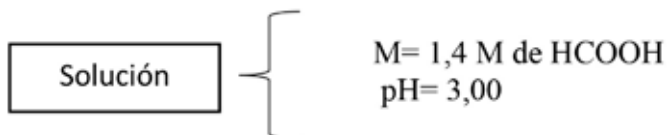
$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{\text{Concentración hidrolizada}}{\text{Concentración inicial}} \times 100$$

$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{7,56 \times 10^{-6}}{0,2} \times 100$$

$$\% \text{ hidrólisis} = 3,78 \times 10^{-3}$$

7. Determinar la constante de disociación y el porcentaje de disociación de una solución de ácido metanoico con una concentración de 1,4 M y un pH de 3,0.

Datos:



a) Determinación de la constante de disociación K_d del ácido metanoico:

	HCOOH	→	H ⁺	(COOH) ⁻
I:	1,4		0	0
E:	1,4 - X		X	X

⇒ Determinar $[H^+]$ del ácido metanoico (HCOOH):

$$pH = -\log [H^+]$$

$$3,00 = -\log [H^+]$$

$$X = [H^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

⇒ Al remplazar el valor obtenido en X:

	HCOOH	→	H ⁺	(COOH) ⁻
I:	$1,4 - 1 \times 10^{-3}$		0	0
E:	1,399		1×10^{-3}	1×10^{-3}

$$K_d = \frac{X^2}{M-X}$$

$$K_d = \frac{(1 \times 10^{-3})^2}{1,398}$$

$$K_d = 7,14 \times 10^{-7}$$

⇒ Determinar el porcentaje de disociación del ácido metanoico (HCOOH):

$$\% \text{ disociación} = \frac{\# \text{ de moles disociadas}}{\# \text{ de moles totales}} \times 100$$

$$\% \text{ disociación} = \frac{1 \times 10^{-3}}{1,4} \times 100$$

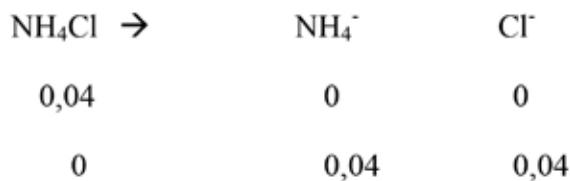
$$\% \text{ disociación} = 0,071 \%$$

8. En una solución de cloruro de amonio (NH_4Cl) con una concentración de 0,04 M, con una constante K_b del hidróxido de amonio de 2×10^{-5} , determinar el pH y el porcentaje de hidrólisis.

Datos:



a) Ionización del NH_4Cl mediante la siguiente reacción:



b) Hidrólisis del NH_4Cl mediante la siguiente reacción:

	NH_4^+	$\rightarrow$	NH_4OH^-	H^+
I:	0,04		0	0
E:	$0,04 - X$		X	X

$\Rightarrow$ Determinación de la constante K_h de hidrólisis, con su respectivo valor:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_h = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,00 \times 10^{-5}}$$

$$K_h = 5 \times 10^{-10}$$

$\Rightarrow$ El valor obtenido se reemplaza en la ecuación de hidrólisis:

$$5 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{M-X}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0,04 - X}$$

$$X^2 + 5 \times 10^{-10} X - 2 \times 10^{-11} = 0$$

$$X = \frac{5,0 \times 10^{-10} \pm \sqrt{(5,0 \times 10^{-10})^2 - 4(1)(2,0 \times 10^{-11})}}{2(1)}$$

$$X = 4,47 \times 10^{-6} \text{ moles/litro}$$

⇒ Determinar el pH del cloruro de amonio (NH_4Cl):

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [4,47 \times 10^{-6}]$$

$$\text{pH} = 5,34$$

De acuerdo con la escala de pH, el cloruro de amonio es una sal ácida, por lo tanto, es un ácido.

⇒ Determinar el porcentaje de hidrólisis del cloruro de amonio (NH_4Cl).

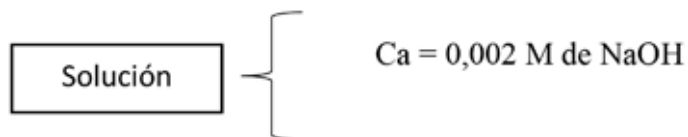
$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{\text{Concentración hidrolizada}}{\text{Concentración inicial}} \times 100$$

$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{4,47 \times 10^{-6}}{0,04} \times 100$$

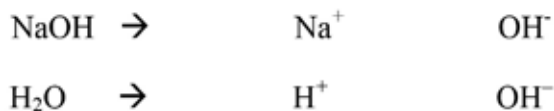
$$\% \text{ hidrólisis} = 0,011 \%$$

9. En una disolución de hidróxido de sodio (NaOH), se tiene una concentración de $2 \times 10^3 \text{ M}$. Hallar la concentración molar de H^+ y OH^- .

Datos:



⇒ Determinación del balance de masas y de carga



Balance de masa: $\text{Ca} = [\text{Na}^+]$

Balance de cargas: $[\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}^+]$

$$[\text{OH}^-] = \text{Ca} + \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \quad \text{Ecuación general}$$

a) Determinación del OH^- :

$$[\text{OH}^-]^2 - \text{Ca} \times [\text{OH}^-] - K_w = 0$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{Ca} \pm \sqrt{\text{Ca}^2 + 4K_w}}{2}$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,002 \pm \sqrt{(0,002)^2 + 4 \times (1 \times 10^{-14})}}{2}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

b) Determinación del H^+ :

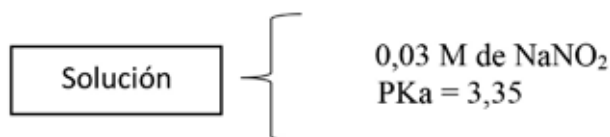
$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-12} \text{ M}$$

10. En una disolución de NaNO_2 , se tiene una concentración de $3 \times 10^{-2} \text{ M}$; determinar el valor de pH y el grado de hidrólisis. Tener en cuenta que el valor de $\text{pK}_a = 3,35$.

Datos:



⇒ Al tener una concentración alta de sal en la disolución, se puede despreciar la contribución de agua y asumir:

$$K_h < [\text{OH}^-]$$

a) Determinación del pH:

$$[\text{OH}^-] = \frac{[\text{sal}] K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[\text{sal}] + k_h}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[\text{sal}] \frac{k_w}{k_a}} \quad \textcircled{3}$$

Ecuación general

⇒ Reemplazamos los datos iniciales en la ecuación 3, en función de k_w y k_a :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[\text{sal}] \frac{k_w}{k_a}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,03 \times \frac{10^{-14}}{10^{-3,35}}}$$

$$[\text{OH}^-] = 8,20 \times 10^{-7} \text{ M}$$

⇒ Determinamos el valor de pOH, con el resultado anteriormente obtenido:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [8,20 \times 10^{-7}]$$

$$\text{pOH} = 6,08$$

$$\text{pH} = 14 - 6,08$$

$$\text{pH} = 7,91$$

b) Determinación de la hidrólisis de NaNO_2 :

$$\alpha = \frac{\text{HNO}_2}{\text{Cinicial}}$$

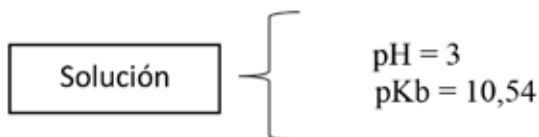
$$\alpha = \frac{8,20 \times 10^{-7}}{3 \times 10^{-2}}$$

$$\alpha = 2,73 \times 10^{-5}$$

$$\alpha = 0,00273 \%$$

11. Determinar el cociente $[\text{HNO}_2]/[\text{NO}_2^-]$ de una disolución de nitrito sódico, conociendo que el valor de su pH es de 3 y valor de pK_b para un ion nitrito es de 10,54.

Datos:



⇒ Determinación del equilibrio de disociación básica:



$$\text{K}_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

$$\text{K}_b = 10^{-10,54}$$

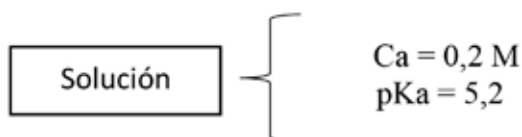
$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]}$$

$$\text{pOH} = 10,54 + \log \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]}$$

El valor del cociente de la disolución de nitrito sódico es de 2,88.

12. Dentro de una disolución de sal sódica del ácido láctico al 0,2 M, determinar el valor de pH tomando en cuenta que la constante $pK_a = 5,2$.

Datos:



⇒ Determinación de la ecuación general para una base débil:

$$[OH^-] = \frac{Sal \times K_h}{K_h + [OH^-]} + \frac{K_w}{[OH^-]}$$

⇒ Al tener una concentración alta de sal en la disolución, se puede despreciar la contribución de agua y asumir:

$$K_h < [OH^-]$$

a) Determinación del pH:

$$[OH^-] = \frac{[sal] K_w}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{sal + k_h}$$

$$[OH^-] = \sqrt{[sal] \frac{k_w}{k_a}} \quad \textcircled{3}$$

Ecuación general

⇒ Reemplazamos los datos iniciales en la ecuación 3, en función de k_w y k_a :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[\text{sal}] \frac{k_w}{k_a}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,2 \times \frac{10^{-14}}{10^{-5,2}}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,78 \times 10^{-5} \text{ M}$$

⇒ Determinamos el valor de pOH, con el resultado anteriormente obtenido:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [1,78 \times 10^{-5}]$$

$$\text{pOH} = 4,75$$

$$\text{pH} = 14 - 4,75$$

$$\text{pH} = 9,25$$

7.5. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En una solución de 0,020 N, determinar $[H^+]$ y la $[OH^-]$ de una base débil que se encuentra ionizada el 1,3 %. ¿Cuál es el potencial hidrógeno (pH) de la solución?
2. Determinar $[H^+]$ de la solución de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, con una constante $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, que se encuentra ionizada en un 2 %.
3. En una solución de ácido acético con una molaridad de 0,090 M, determinar el porcentaje de ionización, si la constante $K_a(HC_2H_3O_2)$ es $1,75 \times 10^{-5}$.
4. Determinar el volumen de una solución de amoníaco 0,30 N que se encuentra ionizada 4 % y que contiene la misma cantidad de iones $[OH^-]$ que 0,50 litros de una solución de hidróxido de sodio 0,40 N.
5. Una solución contiene 50 g de hidróxido de amonio en 350 ml de solución. Determinar el potencial hidrógeno (pH) de la solución a 25°C.
6. Una solución 0,36 M del ácido débil HA con un potencial hidrógeno (pH) de 4,5. Determinar el pH de una solución 0,50 M de la sal NaA.
7. Determinar el porcentaje de ionización de una solución que contiene 500 g de ácido acético disuelto en agua para producir 300 ml de solución.
8. Una solución de ácido fórmico, HCO_2H se encuentra ionizada al 25 % con una molalidad de 0,030 M. Determinar la constante de ionización del ácido.

REFERENCIAS

- Brown, T. (2014). *Química, la ciencia central* (12.^a ed.). Pearson Education.
- Bucheli, F. (2003). *Fundamentos de química*. Ediciones Rodin.
- Burns, R. (2013). *Fundamentos de química* (5.^a ed.). Prentice Hall Hispanoamericana.
- Butler, I., & Groser, A. (2014). *Problemas de Química* (Serie Reverté de problemas).
- Butler, I., & Groser, A. (2014). *Problemas de Química* (Serie Reverté de problemas).
- Chang, R. (2017). *Química* (12.^a ed.). McGraw-Hill México.
- Daub, G. (2009). *Química* (8.^a ed.). Pearson Educación México.
- Davis, E., y Galei, K. (2016). *Principles of Chemistry*. Saunders College Publishing.
- Escobar, L. (2009). *Química general* (7.^a ed.). Escuela Politécnica del Ejército.
- Galagovsky, L. R., Di Giacomo, M. A., y Alí, S. (2015). Estequiometría y ley de conservación de la masa: lo que puede ocultar la simplificación del discurso experto. *Ciência & Educação* (Bauru), 21 (2), pp. 351-360.
- Katz, M. (2017). *Química física*. Asociación Química Argentina.
- Macarulla, J., y Goñi, F. (1994). *Bioquímica* (7.^a ed.). Reverté.
- Masterton, W., y Hurley, N. (2015). *Química. Principios y reacciones* (8.^a ed.). Cengage Learning.
- Morrison, B. (2013). *Química orgánica* (5.^a ed.). Addison Wesley Longman.
- Mortimer, C. (1998). *Química*. Iberoamericana.
- Sherman, A. (2006). *Conceptos básicos de química* (7.^a ed.). Editorial Patria .

Fundamentos de Química Básica 1 es un texto que acopia los temas esenciales de la Química para los primeros niveles de universidades o politécnicas del país. Los contenidos aquí expuestos están divididos en siete capítulos en que se presentan las generalidades de la química fundamental: Capítulo 1. Unidades, Capítulo II. Estructura de la materia, Capítulo III. Nomenclatura de química inorgánica, Capítulo IV. Reacciones químicas, Capítulo V. Estequiometría, Capítulo VI. Soluciones y Capítulo VII: Potencial de hidrógeno. Además, todos los capítulos presentan problemas resueltos y propuestos que permiten afianzar conceptos básicos y necesarios..

Hugo Javier Sánchez Moreno. Ingeniero químico graduado en la Escuela Politécnica Nacional de Quito, Ecuador; magíster en Química mención Química Física. Actualmente cursa el doctorado en Ingeniería Química, Ambiente y Energía de la Universidad de Sevilla, España. Docente Investigador de la Espoch desde 2021, profesor de Química Analítica, Química Orgánica y Química General. Autor de varias publicaciones en revistas indexadas. Miembro de los proyectos de investigación "Screening fitoquímico de especies forestales maderables de bosques montanos de la provincia de Chimborazo" y "Energías renovables para el tratamiento, reúso del agua en industrias mineras de Ecuador".

Cristina Nataly Villegas Freire. Bioquímica farmacéutica graduada en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo, Ecuador; magíster en Química por la Universidad de Valencia, España; magíster en Formulación, Evaluación y Gerencia de Proyectos para el Desarrollo, por la Espoch. Docente investigadora de la Espoch desde e 2012, profesora de Bioquímica, Química Analítica, Química General y Química Orgánica. Autora de varias publicaciones en revistas indexadas. Directora de proyecto de investigación "Screening Fitoquímico de especies forestales maderables de bosques montanos de la provincia de Chimborazo"

Segundo Hugo Calderón. Ingeniero químico graduado en la Universidad Estatal de Guayaquil, Ecuador; magíster en Ingeniería Química por la Universidad Nacional de los Andes (ULA). Docente investigador de la Espoch desde 2012, profesor de Química Analítica, Química General, Balance de Masa y Balance de Energía. Autor de varias publicaciones en revistas indexadas. Miembro del Grupo de Energías Alternativas y Ambiente.

ISBN: 978-9942-44-201-7

