



ESPE
UNIVERSIDAD DE LAS FUERZAS ARMADAS
INNOVACIÓN PARA LA EXCELENCIA



Química para la vida: Fundamentos y ejercicios

Jessenia Estefanía López Ortega
Jonathan Javier Sayavedra Delgado
Kelly Estefanía Vaca Ulloa

Química para la vida: fundamentos y ejercicios

Jessenia Estefanía López Ortega, Jonathan Javier Sayavedra Delgado y
Kelly Estefanía Vaca Ulloa

Primera edición electrónica: abril, 2026

ISBN: 978-9942-652-46-1

Ingreso al proceso: 13/10/2025 • Aprobación de ingreso: 19/11/2025
Aprobación de pares: 12/01/2026 • Finalización de edición: 27/02/2026

Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE

Cnrl. Oswaldo Mauricio González Mosquera, Ph. D.
Rector

Publicación autorizada por:

Comisión Editorial de la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE
Cnrl. CSM. AVC. Gonzalo Javier Pullas Tapia, Ph.D. - Vicerrector de Investigación,
Innovación y Transferencia de Tecnología - Presidente

Corrección de estilo y diseño

Mtr. Xavier Chinga

Imagen de cubierta: <https://n9.cl/1gcdo>

Derechos reservados. Se prohíbe la reproducción de esta obra por cualquier medio impreso, reprográfico o electrónico. El contenido, uso de fotografía, gráficos, cuadros, tablas, y referencias es de exclusiva responsabilidad de los autores.

Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE
Av. General Rumiñahui s/n, Sangolquí, Ecuador
www.espe.edu.ec

Los derechos de esta edición electrónica son de la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE, para consulta de profesores y estudiantes de la universidad e investigadores en www.repositorio.espe.edu.ec.

Química para la Vida: Fundamentos y Ejercicios

Jessenia Estefanía López Ortega, Ph.D. (C)

Jonathan Javier Sayavedra Delgado

Kelly Estefania Vaca Ulloa

EDITORIAL



UNIVERSIDAD DE LAS FUERZAS ARMADAS - ESPE

A nuestros padres

Agradecemos profundamente a nuestros alumnos, quienes nos motivaron a escribir este libro y fueron parte esencial de las experiencias compartidas en el aula. Cada aprendizaje, diálogo y vivencia construida junto a ellos se convirtió en una fuente constante de inspiración para dar forma a estas páginas.

Asimismo, expresamos nuestro sincero agradecimiento a nuestros compañeros, cuyo apoyo, compromiso y colaboración fueron fundamentales durante el proceso de elaboración de esta obra. El trabajo conjunto, el intercambio de ideas y la dedicación de cada autor hicieron posible la concreción de este proyecto.

Este libro representa una etapa muy especial de nuestras vidas académicas y profesionales, ya que a través de él podemos compartir los conocimientos adquiridos durante nuestro paso por la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE, con el propósito de contribuir al fortalecimiento y la generación de nuevas fuentes del saber.

Jessenia Estefanía López Ortega

ojesseniaestefania@us.es

Ingeniera Petroquímica graduada de la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE, donde también inició su carrera como docente. Fue beneficiaria de la beca Fundación Carolina en 2019 y de la beca FPI (Formación de Profesores e Investigadores, España) en 2023. Cursó maestrías en Química Aplicada en la Universidad de Córdoba e Ingeniería Química en la Universidad de Nebrija. Actualmente realiza su doctorado en Energética, Ingeniería Química y Ambiental en la Universidad de Sevilla, donde también imparte clases. En 2026 realizó una estancia de investigación en Londres, enfocada en la simulación de segregación de partículas. Sus investigaciones se centran en gasificación, lechos fluidizados, segregación de partículas, síntesis de nanopartículas y procesos de biorrefinación.

Jonathan Javier Sayavedra Delgado

jjsayavedra@espe.edu.ec

Ingeniero Petroquímico graduado de la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE. Realizó sus estudios de posgrado en la Universidad San Francisco de Quito, obteniendo el título de maestría en Ingeniería Industrial, con mención en Calidad y productividad, trabajó en diversas industrias enfocado en el mejoramiento de procesos productivos y la reducción de desperdicios como tiempo y materiales, además de una maestría en Ingeniería Circular, mejorando su perfil profesional. Posteriormente ingresó como docente ocasional en la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE, en el departamento de Ciencias de la Energía y Mecánica. Actualmente, es docente titular en el Departamento de Ciencias de la Vida y la Agricultura, donde su investigación se centra en la biorrefinería, obtención de catalizadores y reúso de desperdicios industriales y agropecuarios.

Kelly Estefanía Vaca Ulloa

Ingeniera en Biotecnología graduada en la Universidad de las Fuerzas Armadas - ESPE. Posee una maestría en Innovación y Desarrollo de Alimentos por la Universidad de Las Américas, donde se especializó en la creación, formulación y desarrollo de nuevos productos alimenticios. Actualmente cursa una maestría en Biotecnología Vegetal, enfocándose en la investigación de la diversidad genómica y la estructura poblacional del café ecuatoriano. Sus líneas de investigación incluyen el desarrollo de materiales biodegradables, la caracterización vegetal y los estudios genómicos aplicados al análisis de diversidad y estructura poblacional.

Índice

Prefacio	15
1. Química.....	17
Unidades químicas.....	17
Ejercicios resueltos	20
Ejercicios propuestos	23
2. Estructura de la materia	25
Clasificación de la materia	25
Estados de agregación de la materia	26
Teorías atómicas	27
Estructura atómica	28
Peso o masa atómicos (M)	30
Peso molecular (M)	30
Determinación de mol, moléculas, átomos. átomos-gramos	30
Ejercicios resueltos	31
Ejercicios propuestos	39
3. Distribución electrónica	41
Configuración electrónica	41
Excepciones de la configuración electrónica	43
Ejercicios resueltos	44
Ejercicios propuestos	49
4. Tabla periódica.....	51
Periodos	51
Grupos o familias	51
Bloques.....	52
Distribución de los elementos en la tabla periódica.....	53
Ejercicios resueltos	54
Ejercicios resueltos	56
Propiedades periódicas de los elementos	58
Ejercicios resueltos	62
Ejercicios propuestos	65
5. Enlaces químicos.....	67
Tipos de enlaces.....	67

Regla del octeto.....	67
Estructura de Lewis	68
Ejercicios resueltos	71
Ejercicios propuestos	74
6. Nomenclatura de compuestos inorgánicos	76
Gramática en nomenclatura.....	76
Clasificación de los compuestos químicos.....	77
Nomenclatura de compuestos binarios.....	78
Nomenclatura de compuestos ternarios	83
Compuestos cuaternarios.....	87
Ejercicios propuestos	90
7. Fundamentos de Química Orgánica.....	92
Grupos funcionales	93
Nomenclatura de compuestos	94
Reglas generales de nomenclatura.....	97
Ejercicios resueltos	99
Ejercicios propuestos	100
8. Reacciones químicas.....	103
Tipos de reacciones químicas	103
Igualación de ecuaciones químicas.....	104
Ejercicios resueltos	105
Ejercicios propuestos	107
9. Leyes ponderales de la química	110
Consecuencia de la Ley de Proust	111
Ley de las proporciones recíprocas o de los pesos de com- binación, Ley de Richter, 1792.....	113
Ley de las Proporciones Múltiples, Ley de Dalton, 1803.....	115
Ley de los Volúmenes de Combinación, Ley de Gay- Lussac, 1808	117
Ley de Avogadro, 1811	118
Ejercicios propuestos	120
10. Gases.....	121
Propiedades de los gases.....	121
Factores que regulan el comportamiento de los gases.....	121
Leyes de los gases.....	122

Ejercicios resueltos	124
Ejercicios propuestos	128
11. Estequiometría.....	129
Estequiometría masa- masa	129
Estequiometría masa-volumen.....	130
Estequiometría volumen- volumen	131
Método para resolver cálculos estequiométricos	132
Estequiometría volumen- volumen	133
Ejercicios propuestos	137
Reactivo limitante y reactivo en exceso.....	139
Pureza y rendimiento	139
Ejercicios resueltos	140
Ejercicios propuestos	144
Fórmulas químicas	145
Ejercicios resueltos	147
Ejercicios propuestos	151
12. Soluciones - disoluciones	154
Factores que afectan la solubilidad.....	154
Concentración de soluciones	155
Dilución de soluciones.....	157
Ejercicios resueltos	159
Ejercicios propuestos	160
13. Fundamentos de Química en las Ciencias Biológicas	162
Estructura química y funciones de las biomoléculas	162
Ejercicios propuestos	169
14. Introducción de la química en la industria	171
Principales procesos químicos industriales.....	171
Neutralización.....	172
Oxidación - reducción	172
Electrólisis.....	173
Saponificación.....	173
Esterificación	174
Polimerización	176
Fermentación.....	176

Ejercicios propuestos	177
15. Principios de la Química Verde	179
Prevenición	179
Economía	180
Síntesis de químicas menos peligrosas.....	180
Diseño de productos químicos más seguros	181
Disolventes y auxiliares más seguros.....	181
Diseño para la eficiencia energética.....	181
Uso de materias primas renovables.....	182
Reducir derivados	182
Catálisis.....	182
Diseño para la degradación	182
Análisis a tiempo real para la prevención de la contaminación.....	183
Química inherentemente más segura para la prevención de accidentes .	183
Ejercicios propuestos	187
Referencias	188

Índice de tablas

Tabla 1

Unidades de equivalencia del tiempo 17

Tabla 2

Unidades de equivalencia de masa 18

Tabla 3

Unidades de equivalencia de longitud 18

Tabla 4

Ecuaciones para calcular el volumen 19

Tabla 5

Unidades de conversión de volumen 19

Tabla 6

Unidades de conversión de presión 20

Tabla 7

*Valores del número cuántico magnético de acuerdo con el número
cuántico secundario* 41

Tabla 8

Grupo A y B 52

Tabla 9

Clasificación de los compuestos inorgánicos 77

Tabla 10

Hidruros metálicos 78

Tabla 11

Compuestos especiales 79

Tabla 12

Hidruros no metálicos o ácidos hidrácidos 79

Tabla 13

Óxidos metálicos 80

Tabla 14

Anhidridos I B 81

Tabla 15

Anhídridos II B 81

Tabla 16

Anhídridos III B 81

Tabla 17

Anhídridos IV B 82

Tabla 18	
<i>Peróxidos</i>	82
Tabla 19	
<i>Óxidos salinos</i>	83
Tabla 20	
<i>Hidróxidos</i>	83
Tabla 21	
<i>Ácidos oxácidos VII A</i>	84
Tabla 22	
<i>Ácidos oxácidos VI A</i>	84
Tabla 23	
<i>Ácidos oxácidos V A, 1 molécula de H₂O</i>	85
Tabla 24	
<i>Ácidos oxácidos V A, 2 moléculas de H₂O</i>	85
Tabla 25	
<i>Ácidos oxácidos V A, 3 moléculas de H₂O</i>	85
Tabla 26	
<i>Ácido oxácido IV A</i>	85
Tabla 27	
<i>Ácidos oxácidos especiales</i>	86
Tabla 28	
<i>Sal oxisal neutra</i>	86
Tabla 29	
<i>Sulfo, seleni y teluri</i>	87
Tabla 30	
<i>Sal oxisal ácida</i>	87
Tabla 31	
<i>Sal oxisal básica</i>	88
Tabla 32	
<i>Sal oxisal mixta</i>	89
Tabla 33	
<i>Sal oxisal doble</i>	89
Tabla 34	
<i>Fuentes de los compuestos orgánicos</i>	92
Tabla 35	
<i>Familia de compuestos orgánicos</i>	93
Tabla 36	
<i>Clasificación de los lípidos</i>	165

Índice de figuras

Figura 1	
<i>Cambios de estado de la materia</i>	<i>27</i>
Figura 2	
<i>Representación esquemática de la estructura atómica.....</i>	<i>28</i>
Figura 3	
<i>Relación átomo, átomo-gramos, molécula, mol.....</i>	<i>31</i>
Figura 4	
<i>Principio de exclusión de Pauli.....</i>	<i>42</i>
Figura 5	
<i>Regla de Hund</i>	<i>42</i>
Figura 6	
<i>Principio Aufbau</i>	<i>43</i>
Figura 7	
<i>Bloques de la tabla periódica</i>	<i>52</i>
Figura 8	
<i>Distribución de los elementos de la tabla periódica</i>	<i>54</i>
Figura 9	
<i>Densidad de los elementos en la tabla periódica</i>	<i>58</i>
Figura 10	
<i>Radio atómico.....</i>	<i>59</i>
Figura 11	
<i>Energía de ionización.....</i>	<i>60</i>
Figura 12	
<i>Afinidad electrónica</i>	<i>60</i>
Figura 13	
<i>Electronegatividad</i>	<i>61</i>
Figura 14	
<i>EI de los elementos F, K, Fe, Mg, Na, Al.....</i>	<i>63</i>
Figura 15	
<i>AE de los elementos Br, As, K, Ca, V, Ge.....</i>	<i>63</i>
Figura 16	
<i>Tabla periódica con elementos desconocidos.</i>	<i>65</i>
Figura 17	
<i>Distribución de los electrones de los elementos químicos</i>	<i>68</i>
Figura 18	
<i>Compuestos lineales, ramificados y cíclicos.....</i>	<i>92</i>

Figura 19	
<i>Soluciones</i>	155
Figura 20	
<i>Estructura de la glucosa y fructosa.</i>	163
Figura 21	
<i>Estructura de la sacarosa (disacárido).</i>	163
Figura 22	
<i>Estructura general de los lípidos</i>	164
Figura 23	
<i>Ácido oleico</i>	165
Figura 24	
<i>Lípidos compuestos</i>	166
Figura 25	
<i>Fórmula general de los aminoácidos</i>	166
Figura 26	
<i>Ejemplos de aminoácidos y su nomenclatura</i>	167
Figura 27	
<i>Estructura química del compuesto Fenilalnil – lisina</i>	167
Figura 28	
<i>Estructura de los ácidos nucleicos en dirección 5' → 3'</i>	168
Figura 29	
<i>Purinas y pirimidinas</i>	169
Figura 30	
<i>Componentes de un proceso químico</i>	171
Figura 31	
<i>Reacción de la saponificación</i>	174
Figura 32	
<i>Reacción de esterificación</i>	175
Figura 33	
<i>Comparativa: a) proceso químico tradicional;</i>	
<i>b) proceso químico ideal con economía atómica</i>	180
Figura 34	
<i>Relación entre la química verde y la biotecnología industrial</i>	184
Figura 35	
<i>Bioplásticos antes y después de ser sometidos al agua durante 3 horas a 80°C</i>	185
Figura 36	
<i>Proceso de degradación de bioplásticos</i>	186

Prefacio

Este libro ha sido creado con el fin de ofrecer a los estudiantes accesibilidad a la teoría y ejercicios para que alcancen altos niveles académicos en el área de Química. Tanto los profesores como estudiantes encontrarán una base sólida en un formato accesible.

Para muchos, este curso proporcionará los cimientos para una carrera en química, mientras que, para otros, este texto puede ser su único curso de ciencias a nivel universitario. Se procura brindar a los estudiantes la oportunidad de aprender los conceptos básicos de la química que se aplican a sus vidas y al mundo que los rodea. El texto ha sido desarrollado para cumplir con el alcance y secuencia de la mayoría de los cursos de química general.

Química para la vida, fundamentos y ejercicios se adhiere al alcance y la secuencia de la mayoría de los cursos de química general en todo el país. Nos esforzamos por hacer de esta asignatura una disciplina interesante y accesible para los estudiantes. Con este objetivo en mente, el contenido de este libro de texto ha sido desarrollado y organizado para proporcionar una progresión lógica, desde lo fundamental a lo más avanzado. Esperamos que sea de su agrado.

1. Química

La química es conocida como una “ciencia central” debido a su interconexión con una amplia gama de disciplinas STEM (STEM significa áreas de estudio en los campos de la ciencia, la tecnología, la ingeniería y las matemáticas).

La química juega un papel importante en biología, bioquímica, nanotecnología, medicina, farmacología, biotecnología, ciencia de los materiales, ciencia forense, ciencia ambiental, ciencia de los alimentos, ciencia veterinaria, físico química, física nuclear y muchos otros campos.

Unidades químicas

Las propiedades de la materia se dividen en dos categorías: intensiva y extensiva. Si la propiedad depende de la cantidad de la materia, es una propiedad extensiva como la masa y el volumen; y si esta no depende de la cantidad de la materia, es una propiedad intensiva como la temperatura.

Además, las propiedades de una sustancia se expresan de manera cualitativa o cuantitativa. El aspecto físico, todo lo que se percibe a través de los sentidos son características cualitativas como el color, olor, tamaño; mientras que, las características cuantitativas son exactas y precisas, como las mediciones que han sido realizadas mediante cálculos, estas se expresan en unidades químicas usando magnitudes como: la masa, volumen, presión, temperatura y longitud. En este texto se utilizará el Sistema Internacional de Unidades (SI) (Ander & Sonnessa, 1982).

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Las unidades que se utilizan en este texto son:

Tiempo: En el sistema internacional, la unidad de medida del tiempo es el segundo (s). En la Tabla 1, se muestran las unidades de conversión más utilizadas.

Tabla 1

Unidades de equivalencia del tiempo

Unidad	Equivalencia
1 año	365 días
1 año	12 meses
1 semana	7 días
1 día	24 horas
1 hora	60 minutos (min)

1 minuto (min)	60 segundos (s)
1 siglo	100 años
1 lustro	5 años

Masa: En el sistema internacional, la unidad de medida de masa es el kilogramo (kg). En Química, la unidad de medida más utilizada son los gramos (g) o la cantidad de moles (mol). en la Tabla 2, se observa las unidades de equivalencia de masa.

Tabla 2

Unidades de equivalencia de masa

Unidad	Equivalencia
1 kilogramo (kg)	1000 gramos (g)
1 kilogramo (kg)	2,2 libra (lb)
1 kilogramo (kg)	35,27 onzas (onz)
1 onza (onz)	28,35 gramos (g)
1 libra (lbm)	454 gramos (g)

Longitud: La unidad de medida de longitud en el sistema internacional es el metro (m). Las unidades de conversión de la longitud se observan en la Tabla 3.

Tabla 3

Unidades de equivalencia de longitud.

Unidad	Equivalencia
1 milla	1,6 kilómetros (km)
1 kilómetro (km)	1000 metros (m)
1 metro (m)	100 centímetros (cm)
1 metro (m)	1,09 yardas (yd)
1 metro (m)	3,28 pies (ft)
1 metro (m)	39,37 pulgadas (in)

Volumen: El volumen es una unidad de medida que se deriva de la longitud, en el sistema internacional se representa con el metro cúbico (m³). Usualmente en química se utiliza más la unidad en mililitros (mL). Las ecuaciones utilizadas para determinar el volumen de ciertos cuerpos se muestran en la Tabla 4. En la Tabla 5, se observa las unidades de conversión.

Tabla 4*Ecuaciones para calcular el volumen*

Volumen	Ecuaciones
Cuadrado	$V = l^3$
Esfera	$V = \pi * R^3$
Cilindro	$V = \pi * h * R^2$

Tabla 5*Unidades de conversión de volumen*

Unidad	Equivalencia
1 litro (L)	1000 mililitros (mL)
1 mililitro (mL)	1 centímetro cúbico (cm ³)
1 mililitro (mL)	20 gotas
1 galón (Gal)	3,79 litros (L)

Densidad: En el sistema internacional, la densidad se mide en kilogramo sobre metro cúbico (kg/m³). La densidad relaciona la masa del cuerpo sobre el volumen que ocupa. Para facilitar los cálculos se recomienda trabajar en gramos sobre litro (g/L).

$$\delta = \frac{m}{v} \quad (1)$$

Temperatura: La unidad de medida de temperatura en el sistema internacional es el Kelvin (K); sin embargo, en este módulo se incluyen escalas de Celsius (°C) y Fahrenheit (°F). A continuación, se muestra las ecuaciones para transformar las unidades de temperatura.

$$\rightarrow K = ^\circ C + 273,15 \quad (2)$$

$$^\circ F = ^\circ C * 1,8 + 32 \quad (3)$$

$$^\circ F = 1,8(K - 273,15) + 32 \quad (4)$$

Presión: Es la fuerza ejercida por unidad de área, en el sistema internacional es el Pascal (Pa). En la Tabla 6, se muestran las equivalencias de la presión.

Tabla 6*Unidades de conversión de presión*

Unidad	Equivalencia
1 atmosfera (atm)	760 milímetros de mercurio (mm Hg)
1 atmosfera (atm)	76 centímetros de mercurio (cm Hg)
1 atmosfera (atm)	760 Torricelli (torr)
1 atmosfera (atm)	101325 pascal (Pa)
1 atmosfera (atm)	1,01325 bar

Ejercicios resueltos

1. La temperatura corporal normal se aproxima a 37° C (varía dependiendo el tiempo, el método de medición y la masa corporal). ¿Cuál es esta temperatura en la escala Kelvin y en la escala Fahrenheit?

$$K = ^\circ C + 273,15$$

$$K = 37 + 273,15$$

$$K = 310,15$$

$$^\circ F = 1,8 * ^\circ C + 32$$

$$^\circ F = 1,8 * 37 + 32$$

$$^\circ F = 98,6$$

2. Un estudiante mide 165 cm de altura con una masa de 52 kg. ¿Cuál es su altura en pulgadas y su masa en libras?

Datos:

h=165 cm

m= 52 Kg

$$165 \text{ cm} * \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} * \frac{39,37 \text{ in}}{1 \text{ m}} = 64,96 \text{ in}$$

$$52 \text{ Kg} * \frac{2,2 \text{ lbm}}{1 \text{ Kg}} = 114,4 \text{ lbm}$$

3. Para determinar la densidad de la acetona se pesa dos veces un recipiente de 55 galones. El recipiente tiene una masa de 75 lbm cuando este está vacío. Cuando se llena con acetona su masa es de 437,5 lbm. ¿Cuál es la densidad de la acetona expresada en gramos/ mililitro?

Datos:

$V = 55$ galones

$m_{\text{vacío}} = 75$ lbm

$m_{\text{lleno}} = 437,5$ lbm

La masa de la acetona es:

$$m_{\text{acetona}} = m_{\text{lleno}} - m_{\text{vacío}}$$

$$m_{\text{acetona}} = 437,5 \text{ lbm} - 75 \text{ lbm}$$

$$m_{\text{acetona}} = 362,5 \text{ lbm} * \frac{1 \text{ Kg}}{2,2 \text{ lbm}} * \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 164,77 * 10^3 \text{ g}$$

$$V = 55 \text{ gal} * \frac{3,78 \text{ L}}{1 \text{ gal}} * \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 207900 \text{ mL}$$

$$\delta = \frac{m}{V}$$

$$\delta = \frac{164,77 * 10^3 \text{ g}}{207900 \text{ mL}}$$

$$\delta = 0,7925 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

4. Mientras un instructor se prepara para un experimento, necesita 225 g de ácido fosfórico. El único recipiente disponible es un matraz Erlenmeyer de 150 mL. ¿Es lo suficientemente grande para contener el ácido, cuya densidad es de 1,83 g/ mL?

Datos:

$m = 225$ g

$V_{\text{Erlenmeyer}} = 150$ mL

$\delta = 1,83$ g/ mL

El volumen que posee esa masa sería:

$$\delta = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{\delta}$$

$$V = \frac{225 \text{ g}}{1,83 \frac{\text{g}}{\text{mL}}}$$

$$V = 122,95 \text{ mL}$$

Por lo tanto, los 122,95 mL del ácido fosfórico alcanzarían en el Erlenmeyer de 150 mL.

5. El ganador de una carrera hizo de velocidad media de 229,8 km/h. ¿Cuál fue su velocidad en millas por hora, metros por segundo y pies por segundo?

Datos:

$$v = 229,8 \text{ Km/h}$$

$$229,8 \frac{\text{km}}{\text{h}} * \frac{1 \text{ milla}}{1,6 \text{ Km}} = 143,63 \frac{\text{milla}}{\text{h}}$$

$$229,8 \frac{\text{km}}{\text{h}} * \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} * \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 63,83 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$229,8 \frac{\text{km}}{\text{h}} * \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} * \frac{3,28 \text{ ft}}{1 \text{ m}} * \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 209,37 \frac{\text{ft}}{\text{s}}$$

6. Cuando se conduce de Ambato a Quito se recorre una distancia de aproximadamente 155,8 km en un Lamborghini que utiliza 213 litros de gasolina.
- a. ¿Calcule el kilometraje en millas por galón que obtuvo el automóvil durante este viaje?

Datos:

$d = 155,8 \text{ Km}$

$v = 213 \text{ L}$

Es necesario transformar a las unidades de Km a millas y de L a galón.

$$155,8 \text{ Km} * \frac{1 \text{ milla}}{1,6 \text{ km}} = 97,38 \text{ millas}$$

$$213 \text{ L} * \frac{1 \text{ galón}}{3,78 \text{ L}} = 56,35 \text{ galones}$$

$$\text{Kilometraje} = \frac{97,38 \text{ millas}}{56,35 \text{ galones}} = 1,73 \frac{\text{millas}}{\text{galón}}$$

- b. Si la gasolina cuesta USD 1,20 por galón, ¿cuál fue el costo del combustible para este viaje?

Galón	Precio USD
1	1,20
56,35	X

$$X = \frac{56,35 \text{ galón} * \$1,20}{1 \text{ galón}}$$

$$X = \text{USD } 67,52$$

Ejercicios propuestos

1. Transformar:

- 80°C a K y $^{\circ}\text{F}$.
- 80 millas a pulgadas.
- 5,5 libras a onzas.

- d. 590 centímetros a kilómetros.
 - e. 5679 minutos a años.
 - f. 5,6 gramos/litro a kilogramo/ galón.
 - g. 43,7 cm³ a in³
2. El etilenglicol tiene una densidad de 1,11 g/mL a 20°C.
- a. ¿Cuál es la masa en gramos de 452 mL de etilenglicol?
 - b. ¿Cuál es la masa en kilogramos de 18,6 L de etilenglicol?
 - c. ¿Cuál es el volumen en mililitros que ocupa 65 g de etilenglicol?
 - d. ¿Cuál es el volumen en litros que ocupa 23,9 kg de etilenglicol?
3. Para hornear un pastel se requiere que la temperatura del horno sea de 902 °F. Si está en Europa y el termómetro de su horno utiliza la escala Celsius, ¿Cuál es la configuración? ¿Cuál es la temperatura Kelvin?
4. Convierta la temperatura de 54 °C en grados Fahrenheit y Kelvin.
5. Determinar el volumen de un recipiente de vidrio, si este cuando está vacío tiene una masa de 120 g y cuando se llena de tetracloruro de carbono tiene una masa de 283 g. La densidad del tetracloruro de carbono es 1,59 g/mL.
6. Un estudiante necesita 125 g de un compuesto. Está disponible una botella que contiene 1/4 lb. ¿El estudiante tuvo suficiente compuesto para llenar el frasco?
7. El tanque de gasolina de un automóvil tiene capacidad para 22,3 galones. Si la densidad de la gasolina es 0,8206 g/ mL. Determine la masa en kilogramos y onzas del combustible en un tanque lleno.
8. Calcule la densidad del aluminio si 30 cm³ tiene una masa de 98,6 g.
9. ¿Cuál es su densidad de un elemento desconocido que tiene como masa 2,72 g tiene un volumen de 0,621 cm³?
10. Calcule el volumen de:
- a. 11,3 g de grafito, densidad = 2,25 g/cm³
 - b. 39,657 g de bromo, densidad = 2,928 g/cm³
11. Calcula las masas de:
- a. 6 cm³ de mercurio, densidad = 13,5939 g/cm³

- b. 25 mL de octano, densidad = 0,702 g/cm³

12. Un Toyota utiliza 59,7 L de gasolina para conducir desde Latacunga a Esmeraldas, una distancia de 1300 km (dos dígitos significativos).

- a. ¿Cuál es el kilometraje del automóvil en millas por galón que obtuvo durante este viaje?
- b. Si la gasolina cuesta USD 3,90 por galón, ¿cuál fue el costo del combustible para este viaje?

2. Estructura de la materia

Materia es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La masa está compuesta por elementos o compuestos.

Clasificación de la materia

La materia se clasifica en:

Sustancias puras: Dentro de las sustancias puras se encuentra a los elementos (conformado por un solo tipo de átomo como: K, O, C, P) y los compuestos (se forma por la unión de dos o más átomos como: NaCl, H₂SO₄), no se pueden descomponer en partes más pequeñas y mantienen sus propiedades y características propias.

Mezclas: Son una combinación de dos o más sustancias puras en distintas proporciones, en la cual las sustancias conservan sus propiedades físicas y químicas. Las mezclas se clasifican en:

- Mezclas Homogéneas (Soluciones): A simple vista no se diferencia la combinación de los compuestos. Por ejemplo: agua con alcohol, el aire, café con leche.
- Mezclas Heterogéneas: Es la combinación no uniforme de dos o más compuestos. Pueden distinguirse con facilidad las diferentes fases que forman la mezcla. Por ejemplo: agua con aceite, café con azúcar (Burns, 2011).

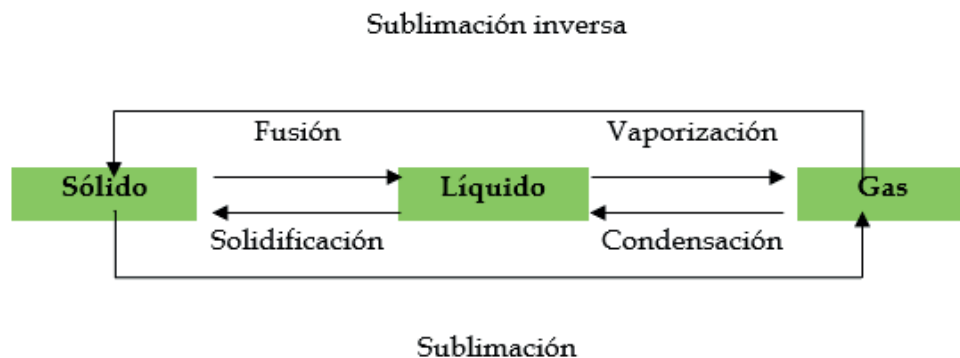
Existen diferentes métodos para separar mezclas mediante procesos físicos y químicos que se mencionan a continuación:

- Decantación: En este método se utiliza un embudo de decantación para separar sólidos de líquidos y mezclas heterogéneas de líquidos.
- Filtración: Este método separa sólidos no disueltos en un líquido, esta separación se hace a través de medios porosos, como, papel filtro, filtro, porcelana porosa, etc.
- Centrifugación: Ayuda a separar sólidos de menor tamaño casi impermisibles de un líquido.
- Destilación: Separa soluciones homogéneas de líquidos, por diferencia de sus puntos de ebullición, por ejemplo, agua y alcohol.
- Cristalización: Se forman cristales usando los puntos de congelación; la solución se enfría hasta que uno de sus componentes alcanza su punto de solidificación y se cristaliza, con lo cual estará puro y libre de impurezas.
- Disolución: Separa dos sólidos disolviendo uno de ellos con un compuesto afín.

Estados de agregación de la materia

Existen tres estados de la materia: sólidos, líquidos y gases. Un sólido es rígido, posee forma y volumen definido; debido a que las moléculas se encuentran unidas por fuerzas de atracción. Un líquido fluye, toma la forma del recipiente que lo contiene; esto se debe a dos fuerzas: (atracción y repulsión) que ejercen en las moléculas. Tanto los líquidos como sólidos tienen volúmenes definidos que son casi independientes de la presión, por lo que no se pueden comprimir. Un gas toma la forma del recipiente que lo contiene, ocupando todo el volumen interior, aquí actúan las fuerzas de repulsión entre las moléculas.

La materia puede pasar por los diferentes estados si se modifican las condiciones de presión y temperatura, como se muestra en la Figura 1. Los cambios de estado involucran absorción o liberación de energía, es decir, que pueden ser procesos endotérmicos o exotérmicos (Gray y Haight, 2003).

Figura 1*Cambios de estado de la materia*

Teorías atómicas

- **Dalton:** La teoría atómica comenzó formalmente con John Dalton a inicios del siglo XIX. Dalton propuso que toda la materia está formada por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos, los cuales son indivisibles, indestructibles y conservan sus propiedades en las reacciones químicas. También afirmó que los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, y que los compuestos se forman mediante la combinación de átomos en proporciones fijas. Su propuesta marcó el inicio de una visión científica moderna del átomo.
- **William Crookes:** Décadas más tarde, este autor realizó experimentos con tubos de descarga eléctrica que permitieron descubrir los rayos catódicos. Aunque Crookes no formuló un modelo atómico, sus investigaciones fueron esenciales para que otros científicos comprendieran la existencia de partículas subatómicas, abriendo el camino para el descubrimiento del electrón.
- **J. J Thomson:** A finales del siglo XXI, Thomson identificó el electrón como una partícula con carga negativa y propuso el modelo conocido como “budín de pasas”. En este modelo, el átomo se concebía como una esfera de carga positiva en la que los electrones estaban incrustados, distribuidos como pequeñas partículas negativas dentro de un medio positivo. Este fue el primer modelo que reconoció la existencia de componentes internos en el átomo.

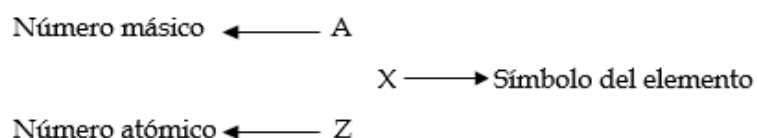
- Ernest Rutherford: Posteriormente, Ernest Rutherford llevó a cabo su famoso experimento de la lámina de oro, demostrando que la mayor parte de la masa del átomo se concentra en un núcleo pequeño, denso y con carga positiva. A partir de estos resultados, propuso un modelo nuclear en el que los electrones giran alrededor del núcleo en un espacio mayoritariamente vacío. Este modelo rompió con la idea de una distribución uniforme de carga y estableció la estructura central del átomo.
- Niels Bohr: Refinó el modelo de Rutherford al introducir principios cuánticos. Propuso que los electrones no podían ocupar cualquier posición alrededor del núcleo, sino que se movían en órbitas circulares definidas llamadas niveles de energía. Según Bohr, los electrones solo podían ganar o perder energía al saltar entre estos niveles, lo que explicaba de manera precisa los espectros atómicos observados experimentalmente.
- Erwin Schrödinger: Él transformó la comprensión del átomo al desarrollar la mecánica cuántica ondulatoria. En lugar de describir al electrón como una partícula que sigue una órbita fija, Schrödinger lo trató matemáticamente como una onda de probabilidad. Las soluciones de su ecuación dieron origen a los orbitales atómicos, regiones del espacio donde es más probable encontrar al electrón. Este enfoque probabilístico reemplazó definitivamente la idea de trayectorias definidas y estableció el marco teórico que aún se utiliza en la física moderna. Es importante señalar que Schrödinger no descubrió los neutrones; estos fueron identificados posteriormente por James Chadwick.

Estructura atómica

El átomo está formado por electrones, protones y neutrones. En la Figura 2, se muestra la representación esquemática de los elementos se muestra a continuación:

Figura 2

Representación esquemática de la estructura atómica.



El número atómico (Z) determina el número de protones (p^+) en el núcleo. Cuando el átomo es neutro, poseen el mismo número de protones y electrones (e^-). El número másico (A) es igual a la suma de los protones y neutrones (n).

$$Z = p^+ \quad (5)$$

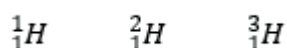
$$A = p^+ + n \quad (6)$$

$$e^- = Z - \text{carga} \quad (7)$$

El átomo puede formar iones, cuando este gana electrones se carga negativamente y se denomina anión, por ejemplo: H^{-1} , O^{-2} , N^{-3} , C^{-2} ; mientras que, cuando pierde electrones, se carga positivamente llamándose catión, por ejemplo: Ca^{+2} , Li^{+1} , Al^{+3} , Os^{+4} . A partir de los cationes o aniones se pueden formar compuestos.

Los elementos de acuerdo a su configuración electrónica se pueden agrupar en isótopos, isótonos, isóbaros e isoelectrónicos.

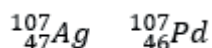
- Isótopos: Es el mismo elemento, con el mismo número atómico pero diferente masa atómica (A). Por ejemplo:



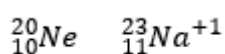
- Isótonos: Poseen igual número de neutrones y diferente número atómico y másico. Por ejemplo:



- Isóbaro: Se agrupan distintos elementos con diferente número atómico pero misma masa atómica. Por ejemplo:



- Isoelectrónico: Son aquellos elementos de diferente número y masa atómicos, pero con el mismo número de electrones. Por ejemplo:



Peso o masa atómicos (M)

La mayoría de los elementos que se encuentra en la tabla periódica poseen isótopos. Por lo tanto, la masa atómica es el promedio de las masas atómicas de los isótopos con su respectiva abundancia en la naturaleza. La fórmula para determinar el peso atómico se muestra a continuación:

$$A = \frac{x_1 * A_1 + x_2 * A_2}{100} \quad (5)$$

Donde, x_1 - x_2 son las abundancias de los isótopos y A_1 - A_2 son las masas atómicas de los isótopos.

Peso molecular (M)

El peso molecular es el resultado de la sumatoria de los pesos o masas atómicas que fueron multiplicados por el número de átomos de los elementos que forman un compuesto.

Por ejemplo, para calcular el peso atómico del H_3PO_4 se utilizando los pesos atómicos de cada elemento que se encuentran en la tabla periódica.

$$M_{H_3PO_4} = 3 * A_H + 1 * A_P + 4 * A_O$$

$$M_{H_3PO_4} = 3 * 1 + 1 * 31 + 4 * 16$$

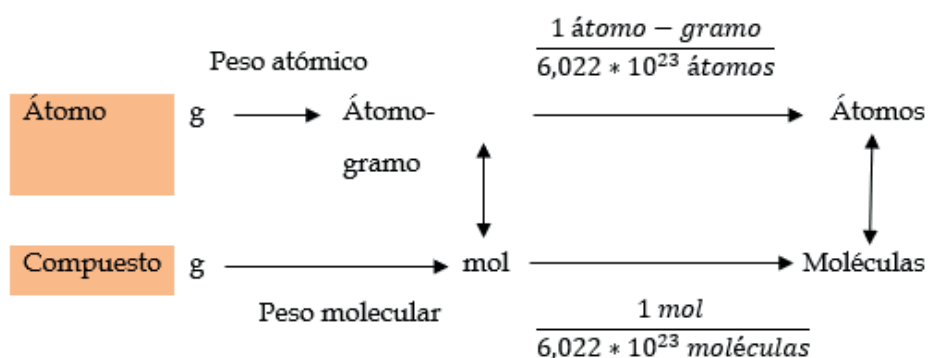
$$M_{H_3PO_4} = 98 \frac{g}{mol}$$

Determinación de mol, moléculas, átomos. átomos-gramos

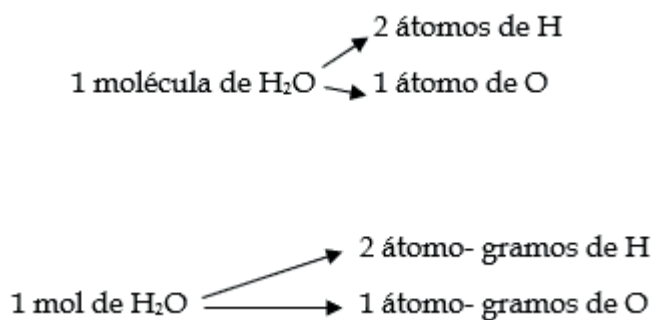
Hay que tener en cuenta que el átomo-gramo se utiliza para representar el peso atómico (g/atm-g). Un átomo-gramo de cualquier elemento tiene 6.022×10^{23} conocido como número de Avogadro (NA). En el peso molecular de un compuesto se expresa en g/mol. Un mol tiene 6.022×10^{23} moléculas (NA). La relación entre mol, moléculas, átomos. átomos-gramos se puede observar en la Figura 3.

Figura 3

Relación átomo, átomo-gramos, molécula, mol



Las conversiones de mol a átomo-gramo y moléculas-átomos, se obtienen de la siguiente forma:



Ejercicios resueltos

- Mediante un estudio en el laboratorio se encontraron que en la naturaleza las abundancias relativas de los isótopos del sodio son 92% para ²³Na, 6% de ²⁴Na y 2% de ²⁵Na. Calcular el peso atómico del sodio si las masas atómicas son 22,978; 24,210 y 24,983 respectivamente.

Datos:

Isótopo	Número másico	Abundancia
²³ Na	22,978	92%
²⁴ Na	24,210	6%
²⁵ Na	24,983	2%

$$A_{Na} = \frac{x_1 * A_1 + x_2 * A_2 + x_3 * A_3}{100}$$

$$A_{Na} = \frac{92 * 22,978 + 6 * 24,210 + 2 * 24,983}{100}$$

$$A_{Na} = 23,09$$

2. El ^{26}Al y ^{28}Al son los únicos isótopos naturales del aluminio ¿Qué distribución porcentual explicaría el peso atómico 26,98?

Datos:

Isótopo	Número másico	Abundancia
^{26}Al	26	X_1
^{28}Al	28	X_2

La abundancia de los elementos en la naturaleza debe dar 100%; por lo tanto, podemos decir:

$$x_1 + x_2 = 100$$

Se puede despejar la abundancia del segundo isótopo.

$$x_2 = 100 - x_1$$

Isótopo	Número másico	Abundancia
^{26}Al	26	X_1
^{28}Al	28	$100 - X_1$

Se reemplazan los valores en la ecuación y despejar la variable de abundancia (x_1):

$$A_{Al} = \frac{x_1 * A_1 + x_2 * A_2}{100}$$

$$26,98 = \frac{x_1 * 26 + (100 - x_1) * 28}{100}$$

$$2698 = x_1 * 26 + (100 - x_1) * 28$$

$$2698 = x_1 * 26 + 2800 - x_1 * 28$$

$$x_1 = 51\%$$

Por lo tanto, la abundancia del segundo isótopo sería:

$$x_2 = 100 - x_1$$

$$x_2 = 100 - 51$$

$$x_2 = 49\%$$

3. Determinar el peso molecular de los siguientes compuestos:

Para determinar el peso molecular de un compuesto se debe sumar la multiplicación del número de átomos por el peso atómico de cada elemento así:

a. HPO_3

$$M_{\text{HPO}_3} = 1 * A_{\text{H}} + 1 * A_{\text{P}} + 3 * A_{\text{O}}$$

$$M_{\text{HPO}_3} = 1 * 1 + 1 * 31 + 3 * 16$$

$$M_{\text{HPO}_3} = 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

b. $\text{CuHSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

$$M_{\text{CuHSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = 1 * A_{\text{Cu}} + 7 * A_{\text{H}} + 1 * A_{\text{S}} + 7 * A_{\text{O}}$$

$$M_{\text{CuHSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = 1 * 63,55 + 7 * 1 + 1 * 32 + 7 * 16$$

$$M_{\text{CuHSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = 214,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

c. $\text{FeH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

$$M_{\text{FeH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 1 * A_{\text{Fe}} + 7 * A_{\text{H}} + 2 * A_{\text{O}}$$

$$M_{\text{FeH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 1 * 56 + 7 * 1 + 2 * 16$$

$$M_{\text{CuHSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = 95 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

4. Complete la siguiente tabla:

Para llenar la tabla hay que tener en cuenta que los protones (p^+) son iguales al número atómico (Z), los neutrones (n^0) se obtiene de la resta de la masa atómica (A) menos el número atómico (Z) y los electrones se obtienen de la resta del número atómico (Z) menos la carga.

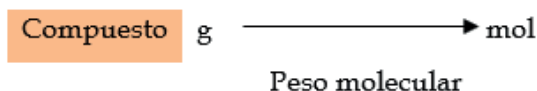
Elemento	Z	A	Carga	# p^+	# e^-	# n^0
${}^{39}_{19}\text{X}$	19	39	0	19	19	20
${}^7_3\text{Y}$	3	7	0	3	3	4
${}^{20}_{11}\text{W}^{+1}$	11	20	+1	11	19	9
${}^{58}_{27}\text{Z}$	27	58	0	27	27	31
${}^{58}_8\text{B}^{-2}$	8	58	-2	8	10	50
${}^{59}_8\text{D}$	8	59	0	8	8	51

- Cuáles son isótopos. B y D
- Cuáles son isóbaros. Z y B
- Indique el átomo de mayor masa. D
- Cuáles son cationes. W
- Cuáles son aniones. B
- Qué especies son isoelectrónicas. X y W.

5. En 115 g de H_2O determine:

- Las moles de H_2O .

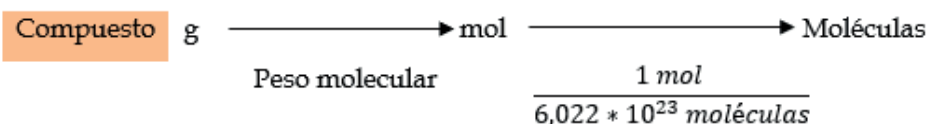
Para transformar de gramos a moles se debe utilizar el peso molecular del agua que es 18g/mol.



$$115 \text{ g-H}_2\text{O} * \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g-H}_2\text{O}} = 6,4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b. Las moléculas de H₂O

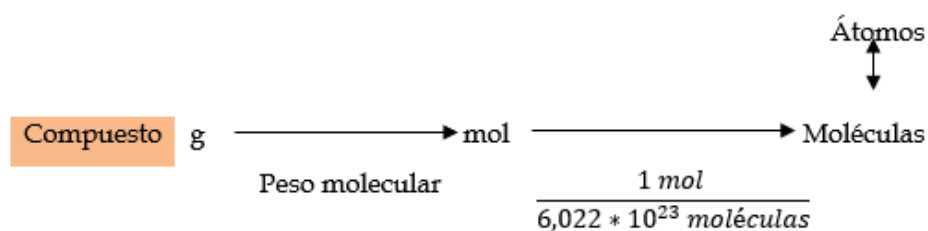
Para transformar de gramos a moléculas, primero debo transformar a moles mediante el peso molecular, luego a moléculas mediante el número de Avogadro.



$$\begin{aligned} 115 \text{ g-H}_2\text{O} * \frac{\text{mol-H}_2\text{O}}{18 \text{ g-H}_2\text{O}} * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol-H}_2\text{O}} \\ = 3,84 * 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O} \end{aligned}$$

c. Los átomos de O

Para determinar los átomos de oxígeno en la molécula se debe determinar las moles, el número de moléculas y la cantidad de átomos.



$$\begin{aligned} 115 \text{ g-H}_2\text{O} * \frac{\text{mol-H}_2\text{O}}{18 \text{ g-H}_2\text{O}} * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol-H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ átomo de O}}{1 \text{ moléculas H}_2\text{O}} \\ = 3,84 * 10^{24} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

d. Los átomos-gramos de O

Para determinar la cantidad de átomos-gramos se debe escoger otra ruta; se transforman los gramos a moles y luego estos a átomos-gramos.

$$\begin{array}{c}
 \text{Átomo-gramo} \quad \updownarrow \\
 \text{Compuesto g} \xrightarrow{\text{Peso molecular}} \text{mol} \\
 115 \text{ g } H_2O * \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} * \frac{1 \text{ atm-g de O}}{1 \text{ mol } H_2O} = 6,4 \text{ atm-g de O}
 \end{array}$$

e. Los gramos de H

Los gramos de hidrógeno se calculan transformando a moles los gramos del compuesto, luego relacionar las moles con los átomos-gramos y finalmente, utilizar el peso atómico del hidrógeno.

$$\begin{array}{c}
 \text{Peso atómico} \\
 \text{Átomo g} \xrightarrow{\quad} \text{Átomo-gramo} \quad \updownarrow \\
 \text{Compuesto g} \xrightarrow{\text{Peso molecular}} \text{mol} \\
 115 \text{ g } H_2O * \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} * \frac{2 \text{ atm-g de H}}{1 \text{ mol } H_2O} * \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ atm-g de H}} = 12,8 \text{ g de H}
 \end{array}$$

6. Transformar a moléculas los siguientes valores:

$$\begin{array}{c}
 \text{Compuesto g} \xrightarrow{\text{Peso molecular}} \text{mol} \xrightarrow{\frac{1 \text{ mol}}{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas}}} \text{Moléculas}
 \end{array}$$

a. 20 g de Ca_2CO_3

$$20 \text{ g } \text{Ca}_2\text{CO}_3 * \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}_2\text{CO}_3}{100 \text{ g } \text{Ca}_2\text{CO}_3} * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas } \text{Ca}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol } \text{Ca}_2\text{CO}_3}$$

$$= 1,20 * 10^{23} \text{ moléculas } \text{Ca}_2\text{CO}_3$$

b. 15 moles de Na_2O_2

$$15 \text{ moles } \text{Na}_2\text{O}_2 * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas } \text{Na}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{O}_2}$$

$$= 9,033 * 10^{24} \text{ moléculas } \text{Na}_2\text{O}_2$$

c. 259 g de H_3PO_4

$$259 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4 * \frac{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{114 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4} * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}$$

$$= 1,37 * 10^{24} \text{ moléculas } \text{H}_3\text{PO}_4$$

7. Determine el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes elementos:

a. El elemento X posee un número atómico igual a 23 y una masa atómica de 30.

Datos:

$$Z = 23$$

$$A = 30$$

$$\text{Carga} = 0$$

Como el átomo no posee carga el número atómico es igual al número de protones y electrones.

$$Z = p^+ = e^-$$

$$p^+ = 23$$

$$e^- = 23$$

El número de neutrones es igual a la masa atómica menos el número de protones

$$n^0 = A - p^+$$

$$n^0 = 30 - 23$$

$$n^0 = 7$$

b. El elemento Y+1 posee un número atómico igual a 20 y una masa atómica de 30.

Datos:

$$Z = 20$$

$$A = 30$$

$$\text{Carga} = +1$$

Como el átomo posee carga el número atómico es igual solo al número de protones

$$Z = p^+$$

$$p^+ = 20$$

El número de electrones se determina mediante la siguiente ecuación:

$$e^- = Z - \text{carga}$$

$$e^- = 20 - 1$$

$$e^- = 19$$

c. El elemento W-3 posee un número atómico igual a 15 y una masa atómica de 53.

Datos:

$$Z = 15$$

$$A = 53$$

$$\text{Carga} = -3$$

Como el átomo posee carga el número atómico es igual solo al número de protones.

$$Z = p^+$$

$$p^+ = 15$$

El número de electrones se determina mediante la siguiente ecuación:

$$e^- = Z - \text{carga}$$

$$e^- = 15 + 3$$

$$e^- = 18$$

El número de neutrones es igual a la masa atómica menos el número de protones.

$$n = A - p^+$$

$$n = 53 - 15$$

$$n = 38$$

Ejercicios propuestos

1. El ^{13}N y ^{14}N son los únicos isótopos naturales del nitrógeno ¿Qué distribución porcentual explicaría el peso atómico 14,5?
2. El cadmio natural consta de tres isótopos que tienen abundancias de: 20% ^{111}Cd , 30% ^{112}Cd y 50% ^{113}Cd . Calcule el peso atómico.
3. Determinar el peso molecular de los siguientes compuestos:
 - a. HNO_3
 - b. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 - c. $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 - d. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
4. En 30 g de CuHS_2O_3 determine:
 - a. Las moles de CuHS_2O_3
 - b. Las moléculas de CuHS_2O_3
 - c. Los átomos de S
 - d. Los átomos- gramos de O
 - e. Los gramos de Cu
5. Transformar a moléculas los siguientes valores:
 - a. 15 g de agua
 - b. 5 moles de Fe_2O_3
 - c. 500 g de H_2SO_4
 - d. 10 moles de CuO
6. Complete la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Carga	#p ⁺	#e ⁻	#n ⁰
$^{30}_{10}D$						
7_3E						
$^{23}_{11}F^{+1}$						
$^{129}_{15}G$						
$^{16}_8J^{-2}$						
$^{129}_{16}K$						
$^{150}_{40}L^{-4}$						
$^8_3X^{+3}$						

- ¿Cuáles son isótopos?
 - ¿Cuáles son isóbaros?
 - Indique el átomo de mayor masa.
 - ¿Cuáles son cationes?
 - ¿Cuáles son aniones?
 - ¿Qué especies son isoelectrónicas?
7. **Determine el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes elementos:**
- El elemento X posee un número atómico igual a 20 y una masa atómica de 30.
 - El elemento Y+1 posee un número atómico igual a 30 y una masa atómica de 36.
 - El elemento Z+3 posee un número atómico igual a 10 y una masa atómica de 56.
 - El elemento W-2 posee un número atómico igual a 16 y una masa atómica de 45.

3. Distribución electrónica

Existen cuatro números cuánticos descritos por el modelo atómico de Schrödinger, estos son:

- Número cuántico principal (n): Representa los orbitales que rodea al núcleo y tiene valores de 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.
- Número cuántico secundario (l) o subnivel: Determina la forma del orbital “volumen” de espacio que ocupa el electrón, se asignan letras s (sharp), p (principal), d (difuse), f (fundamental) y toman valores de 0, 1, 2, 3, respectivamente.
- Número cuántico magnético (m): Depende el número cuántico secundario e indica la orientación del orbital en el espacio, toma valores que se muestra en la Tabla 7:

Tabla 7

Valores del número cuántico magnético de acuerdo con el número cuántico secundario

Orbital	Numero cuántico secundario (l)	Número cuántico magnético
s	0	0
p	1	-1, 0, +1
d	2	-2, -1, 0, +1, +2
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

- Número cuántico de espín (s): Indica el comportamiento de giro del electrón y los valores para este número son: $+1/2$ ($\uparrow$) y $-1/2$ ($\downarrow$).

Configuración electrónica

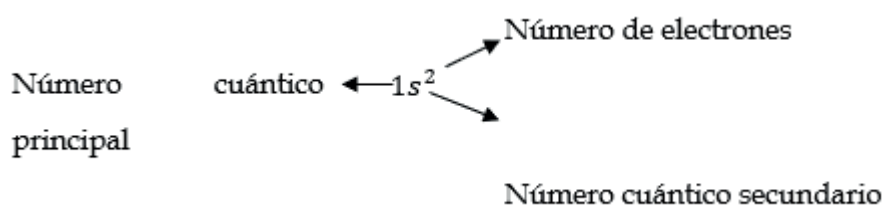
Para ubicar el electrón dentro de un átomo se utiliza los cuatro números cuánticos representados con sus valores. Por ejemplo: un átomo $3s^1$ ($n=3$; $l=0$; $m=0$; $s=-1/2$) o simplificado (3, 0, 0, $-1/2$).

Para determinar la configuración electrónica de algún elemento hay que tener en cuentas las siguientes reglas:

- **Principio de exclusión de Pauli:** No puede existir más de dos electrones en un mismo orbital (Figura 4). Cada orbital posee todos los números cuánticos. Dependiendo el subnivel, los electrones son distribuidos en los orbitales teniendo en cuenta el número máximo de electrones.

Figura 4

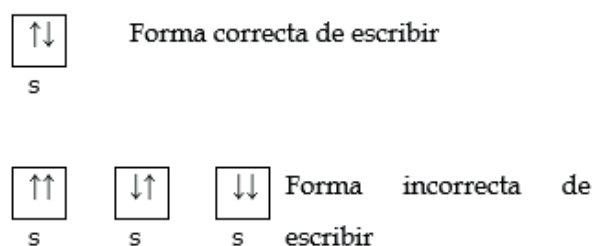
Principio de exclusión de Pauli



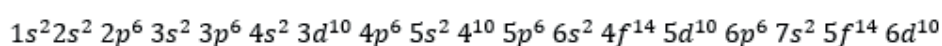
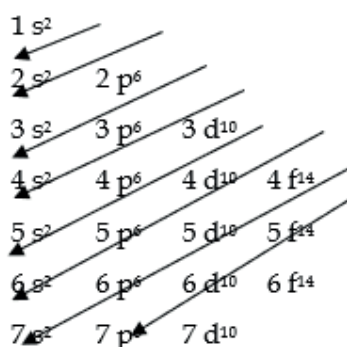
- **Regla de Hund:** Los electrones en cada orbital deben estar con giro de spin distinto como se muestra en la Figura 5, no puede existir electrones en el mismo sentido. Tomando en cuenta que primero se llenan los de arriba y cuando termine de llenar los orbitales se escriben los de abajo.

Figura 5

Regla de Hund



- **Principio de llenado progresivo AUFBAU:** La configuración electrónica de los elementos químicos se llena siguiendo el sentido de las flechas de la Figura 6, hasta completar el número atómico y representarlo con los orbitales con su respectivo subíndice, así: s hasta 2, p hasta 6, d hasta 10 y f hasta 14 electrones.

Figura 6*Principio Aufbau*

Mediante la configuración electrónica se pueden ubicar los elementos en la tabla periódica que éste a su vez proporciona información del periodo y grupo al que pertenece.

Excepciones de la configuración electrónica

Cuando las configuraciones electrónicas terminan en d^4 , d^9 y f^1 se debe modificar la distribución a un nivel de energía más estable que son d^5 , d^{10} y d^1 respectivamente. Este cambio, en la configuración electrónica se observa en la familia IB, VIB y de las tierras raras de los Lantánidos.

Realice la configuración electrónica de los siguientes elementos:

- Lantano, posee el número atómico 57.

$$\begin{aligned}
 C.E &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 = 57e^- \\
 C.E_{modificada} &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^0 5d^1 \\
 &= 29e^-
 \end{aligned}$$

- Cobre, posee el número atómico 29.

$$\begin{aligned}
 C.E &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 = 29e^- \\
 C.E_{modificada} &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} = 29e^-
 \end{aligned}$$

- Cromo, posee el número atómico 24.

$$\begin{aligned}
 C.E &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4 = 24e^- \\
 C.E_{modificada} &= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 = 24e^-
 \end{aligned}$$

Ejercicios resueltos

1. Realice la configuración electrónica de los siguientes números atómicos:

a. $Z=15$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^3 = 15e^-$$

b. $Z=20$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 = 20e^-$$

c. $Z=8$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^4 = 8e^-$$

d. $Z=13$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^1 = 13e^-$$

2. Determinar el número atómico de las siguientes configuraciones electrónicas que terminan en:

a. $3d^7$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7 = 27e^-$$

$$e^- = p^+ = Z$$

$$Z = 27$$

b. $5s^1$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = 37e^-$$

$$e^- = p^+ = Z$$

$$Z = 37$$

c. $4p^3$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 = 33e^-$$

$$e^- = p^+ = Z$$

$$Z = 33$$

d. $2p^5$

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^5 = 9e^-$$

$$e^- = p^+ = Z$$

$$Z = 9$$

3. Para el ion X^{+2} el número de electrones es 16 y el número de neutrones 56, entonces ¿cuál sería su masa atómica?

El ion X^{+2} tiene 16 electrones; por lo tanto, en el número de protones sería 18.

$$e^{-} = Z - \text{carga}$$

$$16 = Z - 2$$

$$Z = 18 = p^{+}$$

La masa atómica es igual a la suma de los protones más los neutrones.

$$A_X = n^0 + p^{+}$$

$$A_X = 56 + 18$$

$$A_X = 74$$

4. El átomo X tiene 40 neutrones y es isótopo de M, el mismo que presenta 42 neutrones y una configuración electrónica que termina $4s^1$. Determine el número de masa de X.

El elemento M posee la configuración electrónica que termina en $4s^1$ y el isótopo de X; por lo tanto, el número atómico es el mismo en los dos elementos.

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^1 = 19e^{-}$$

Para determinar su masa atómica del elemento X, sería la suma de los neutrones más los protones.

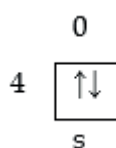
$$A_X = n^0 + p^{+}$$

$$A_X = 40 + 19$$

$$A_X = 59$$

5. Si los números cuánticos del penúltimo electrón de un ion divalente positivo son $(4,0,0,-1/2)$. Determine la configuración electrónica del ion y del elemento.

De acuerdo con lo indicado en el ejercicio el número cuántico: principal (n) sería 4, secundario (l) 0 es s, el magnético (m) 0 y el spin $-1/2$.



La configuración electrónica del ion sería:

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 = 20e^-$$

El número de electrones del ion divalente positivo sería 20 del átomo neutro es:

$$e^- = Z - carga$$

$$20 = Z - 2$$

$$Z = 22$$

La configuración electrónica del elemento es:

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 22e^-$$

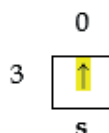
6. Determinar los números cuánticos (n, l, m, s) de los siguientes números atómicos:

a. $Z = 11$

Primero se debe determinar la configuración electrónica

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1 = 11e^-$$

Se lee los números cuánticos, hay que recordar que el nivel cuántico secundario s se representa con el valor 0.



El número cuántico principal es 3, el número cuántico magnético pertenece a la casilla que tiene el último electrón que se escribió que es 0 y el spin está hacia arriba es $+1/2$.

$$\begin{array}{cccc} n & l & m & s \\ (3, & 0, & 0, & +1/2) \end{array}$$

b. $Z = 22$

Primero se debe determinar la configuración electrónica

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 22e^-$$

Se lee los números cuánticos, hay que recordar que el nivel cuántico secundario d se representa con el valor 2.

	-2	-1	0	1	2
3	↑	↑			
	d ₁	d ₂	d ₃	d ₄	d ₅

El número cuántico principal es 3, el número cuántico magnético pertenece a la casilla que tiene el último electrón que se escribió que es -1 y el spin está hacia arriba es +1/2.

n	l	m	s
(3,	2,	-1,	+1/2)

7. Determinar los números cuánticos (n, l, m, s) del penúltimo electrón de los siguientes números atómicos:

a. Z= 12

Primero se debe determinar la configuración electrónica

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 = 12 e^-$$

Se lee los números cuánticos, hay que recordar que el nivel cuántico secundario s se representa con el valor 0.

	0
3	↑↓
	s

El número cuántico principal es 3, el número cuántico magnético pertenece a la casilla que tiene el penúltimo electrón que se escribió que es 0 y el spin está hacia arriba es +1/2.

n	l	m	s
(3,	0,	0,	+1/2)

b. Z= 35

Primero se debe determinar la configuración electrónica

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 35 e^-$$

Se lee los números cuánticos, hay que recordar que el nivel cuántico secundario p se representa con el valor 1.

	-1	0	1
4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$
	p ₁	p ₂	p ₃

El número cuántico principal es 4, el número cuántico magnético pertenece a la casilla que tiene el penúltimo electrón que se escribió que es -1 y el spin está hacia abajo es -1/2.

$$\begin{array}{cccc} n & l & m & s \\ (4, & 1, & -1, & -1/2) \end{array}$$

8. Dado los siguientes números cuánticos (4, 1, 0, +1/2) determinar el número atómico del elemento.

A partir de los números cuánticos se debe determinar la configuración electrónica:

$$\begin{array}{cccc} n & l & m & s \\ (4, & 1, & 0, & +1/2) \end{array}$$

Hay que recordar que los números cuánticos son la representación del último electrón de la configuración electrónica; por lo tanto, el número cuántico secundario (l) igual a 1 es p, el número cuántico magnético (m) es 0 son spin (s) +1/2. La representación electrónica sería:

	-1	0	1
4	$\uparrow$	$\uparrow$	
	p ₁	p ₂	p ₃

$$C.E = 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2 = 32 e^-$$

Cuando el átomo es neutro en átomo el número de electrones y protones es igual al número atómico.

$$\begin{array}{l} e^- = p^+ = Z \\ Z = 32 \end{array}$$

Ejercicios propuestos

- 1. Realice la configuración electrónica de los siguientes elementos con los números atómicos:**
 - a. $Z = 15$
 - b. $Z = 23$
 - c. $Z = 35$
- 2. Determine el número atómico de la configuración electrónica que termina en:**
 - a. $3p^3$
 - b. $4f^4$
 - c. $2p^4$
 - d. $1s^1$
 - e. $4p^3$
- 3. Identifique el símbolo del elemento para los siguientes niveles de energía más externos:**
 - a. $3s^2 3p^2$
 - b. $4s^2 3d^7$
 - c. $1s^2 2s^1$
- 4. Determinar los números cuánticos (n, l, m, s) del último electrón de los siguientes números atómicos:**
 - a. $Z = 39$
 - b. $Z = 25$
 - c. $Z = 16$
 - d. $Z = 8$
- 5. Determinar los números cuánticos (n, l, m, s) del penúltimo electrón de los siguientes números atómicos:**
 - a. $Z = 35$
 - b. $Z = 24$
 - c. $Z = 15$
 - d. $Z = 10$

6. El átomo Y tiene 30 neutrones y es isótopo de X que tiene 44 neutrones y una configuración electrónica que termina en $4p^3$. Determine el número de masa de Y.
7. Para el ion X^{+3} el número de electrones es 23 y el número de neutrones 30, entonces su número de masa del átomo neutro sería.
8. Dado los siguientes números determine el número atómico del elemento.
 - a. (5, 1, 1, $+1/2$)
 - b. (4, 2, 0, $-1/2$)
 - c. (3, 2, 1, $+1/2$)
 - d. (4, 0, 0, $-1/2$)

4. Tabla periódica

La tabla periódica es el resultado de la combinación de las propuestas de varios científicos para agrupar los elementos. Primero se clasificó los elementos como múltiplos del átomo de hidrógeno, luego por triadas por la semejanza de sus propiedades, por orden creciente a su peso atómico y finalmente se ordenó por las propiedades físicas y químicas de los elementos que están en función de sus números atómicos.

Los elementos en la tabla periódica se ordenaron por:

- Columnas
- Filas
- Números atómicos
- Valencia

Los elementos se ubican en función a sus características equivalentes y de acuerdo con su clase. Para realizar esta clasificación se utilizan: Periodos, Grupos y Bloques (Alcántara Barbosa, 1975).

Periodos

Existen 7 periodos (filas horizontales) que son los niveles de energía. Los periodos no reciben nombres específicos. Los elementos en los periodos se encuentran ordenados en forma creciente a sus números atómicos.

Existen dos series que se encuentran bajo el bloque principal de la tabla periódica conocidos como tierras raras; ubicados en los periodos 6 y 7, denominados como serie lantánida y actínida respectivamente.

Grupos o familias

Los grupos o familias se encuentran en las columnas de la tabla periódica, son dos grupos: A y B. Estos grupos están formados por 8 familias cada una que se representan con números romanos.

Los elementos fueron agrupados en cada columna en función de la semejanza de sus propiedades químicas y del número de electrones de valencia (Tabla 8).

En el grupo VIII B hay una triada, es decir, 3 columnas pertenecen al mismo grupo.

Tabla 8

Grupo A y B

Grupo A			Grupo B		
Familia		Configuración electrónica	Familia		Configuración electrónica
IA	Alcalinos	ns^1	IB	Familia del cobre	$ns^1, (n-1) d^{10}$
IIA	Alcalinos - Térreos	ns^2	IIB	Familia del zinc	$ns^2, (n-1) d^{10}$
IIIA	Familia del Boro	$ns^2 np^1$	IIIB	Familia del escandio	$ns^2, (n-1) d^1$
IVA	Familia del Carbono	$ns^2 np^2$	IVB	Familia del titanio	$ns^2, (n-1) d^2$
VA	Familia del Nitrógeno	$ns^2 np^3$	VB	Familia del vanadio	$ns^2, (n-1) d^3$
VIA	Familia del Oxígeno o Anfígenos	$ns^2 np^4$	VIB	Familia del cromo	$ns^1, (n-1) d^5$
VIIA	Halógenos	$ns^2 np^5$	VIIB	Familia del manganeso	$ns^2, (n-1) d^5$
VIIIA	Gases nobles	$ns^2 np^6$	VIIB	Familia del hierro	$ns^2, (n-1) d^6$ $ns^2, (n-1) d^7$ $ns^2, (n-1) d^8$

Bloques

Existen 4 bloques el s, p, d, f (Figura 7). Cada bloque representa a los diferentes orbitales es capaces de alojar un número máximo de electrones, en s máximo 2 e-, p máximo 6 e-, d máximo 10 e- y en f máximo 14 e-.

Figura 7

Bloques de la tabla periódica

1A	2A	Bloque s				Bloque d				Bloque p				Bloque f				3A	4A	5A	6A	7A	8A
		3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B														

Distribución de los elementos en la tabla periódica

Los elementos en la tabla periódica están en diferentes estados de agregación, sólido (mayoría de los elementos), líquido (bromo y mercurio) y gas (los gases nobles, flúor, cloro, oxígeno, nitrógeno, hidrógeno). Además, los elementos se encuentran distribuidos en la tabla periódica de acuerdo con su carácter químico: metales, no metales, metaloides y gases nobles (Figura 8).

Metales

Usualmente los metales en la naturaleza se encuentran en estado sólido, son dúctiles, maleables, son buenos conductores del calor y la electricidad, tienen brillo, son duros, tienen alta densidad; son electropositivos; ceden electrones y se convierten en cationes o iones positivos. Se encuentran ubicados a la izquierda de la tabla periódica.

No metales

Se encuentran en la naturaleza en los tres estados de agregación (sólido, líquido o gaseoso). No conducen calor ni electricidad. Son electronegativos. Ganan electrones y se convierten en aniones o iones negativos. Se encuentra a la derecha de la tabla periódica. Los elementos no metálicos son: H, C, N, O, P, S, Se, F, Cl, Br, I.

Metaloides

También llamados semimetales ya que poseen propiedades físicas y químicas de los metales o no metales, según el caso. Los metaloides son 8: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.

Gases nobles

Se encuentran en la derecha de la tabla periódica. También conocidos como gases inertes, porque no reaccionan con otros elementos. Tienen 8 electrones en su último nivel, lo cual les da estabilidad y al tener completo su octeto, no pueden combinarse.

Tierras raras

Los elementos de las tierras raras que se dividen en dos grupos

1. *Lantánidos o primeras tierras raras:*

La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

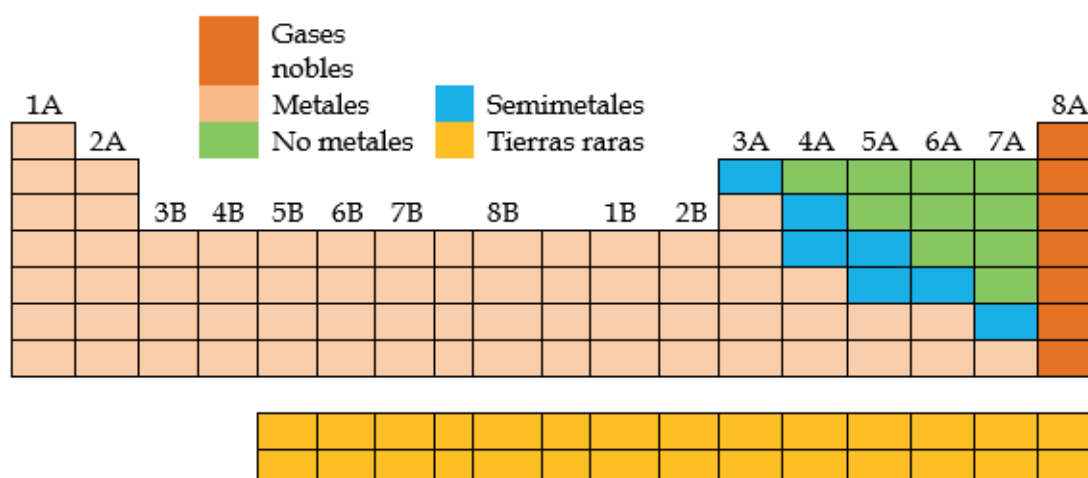
2. Actínidos o segundas tierras raras

Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

La mayoría de estos elementos no existen de forma natural, sino que han sido creados artificialmente. Estos elementos normalmente son trivalentes. Son metales muy activos.

Figura 8

Distribución de los elementos de la tabla periódica



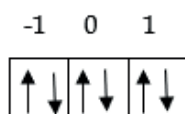
Ejercicios resueltos

A partir de los siguientes números cuánticos, determinar: bloque, grupo, periodo, configuración electrónica, EDO, carácter químico, número electrones, símbolo del elemento

a. $(3,2,0,-1/2) \rightarrow 3d^3$

-2	-1	0	1	2
↑	↑	↑		
d_1	d_2	d_3	d_4	d_5

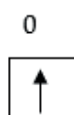
Bloque	d
Grupo	V B
Periodo	4
Configuración electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^3$
EDO	+2 a +5
Carácter químico	Metal
Número electrones	23 e^-
Símbolo del elemento	V



Bloque	p
Grupo	VIII
Periodo	4
Configuración electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$
EDO	
Carácter químico	Gas noble
Número electrones	$36 e^-$
Símbolo del elemento	Kr



Bloque	p
Grupo	V A
Periodo	5
Configuración electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5p^3$
EDO	-3, +3, +5
Carácter químico	metaloide
Número electrones	$51 e^-$
Símbolo del elemento	Sb



Bloque	s
Grupo	I A
Periodo	5
Configuración electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^1$
EDO	+1
Carácter químico	metal
Número electrones	$37 e^-$
Símbolo del elemento	Rb



-1	0	1
↑	↑	↑

Bloque	p
Grupo	V A
Periodo	3
Configuración electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$
EDO	-3, +3, +5
Carácter químico	No metal
Número electrones	15 e ⁻
Símbolo del elemento	P

Ejercicios resueltos

1. Indique el número de protones, electrones y neutrones en átomos neutros de cada uno de los siguientes isótopos:

- $^{10}_5B$
- $^{199}_{80}Hg$
- $^{63}_{29}Cu$
- $^{13}_6C$
- $^{77}_{34}Se$

2. Determine la cantidad de protones, neutrones y electrones en los siguientes isótopos:

- número atómico 9, número de masa 18, carga de 1-
- número atómico 43, número de masa 99, carga de 7+
- número atómico 53, número de masa atómica 131, carga de 1-
- número atómico 81, número de masa atómica 201, carga de 1+

3. Los elementos cuya distribución electrónica a que periodo y familia pertenecen.

- $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$
- $1s^2, 2s^2, 2p^5$

- c. $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^1$
- d. $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$
- e. $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 4s^2, 3d^4$

4. A partir de los siguientes números cuánticos, determinar: bloque, grupo, periodo, configuración electrónica, EDO, carácter químico, número electrones, símbolo del elemento.

a. $(3, 2, +1, -1/2)$

b. $(5, 0, 0, -1/2)$

c. $(4, 1, 0, -1/2)$

d. $(1, 0, 0, +1/2)$

e. $(2, 0, 0, -1/2)$

f. $(3, 1, 0, -1/2)$

g. $(4, 2, 1, -1/2)$

h. $(3, 2, -2, +1/2)$

i. $4d^8$

j. $3p^4$

k. $2p^2$

l. $5s^1$

m. $3d^4$

n. $4s^1$

o. $4p^3$

p. $5d^5$

5. Determinar los números cuánticos del penúltimo y último electrón para los siguientes números atómicos.

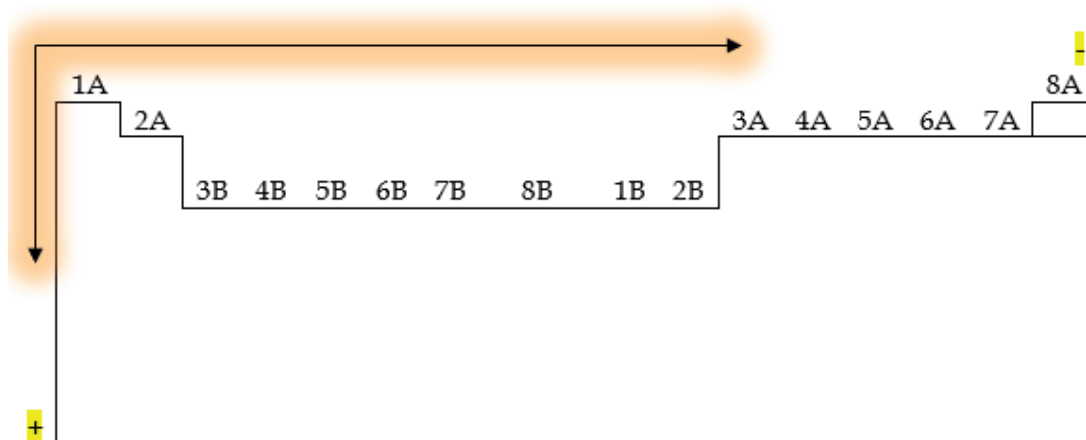
a. $Z = 10$

b. $Z = 34$

c. $Z = 50$

d. $Z = 24$

e. $Z = 13$

Figura 10*Radio atómico***Radio iónico (R.I)**

Presenta una variación similar al radio atómico. En iones positivos (cationes): el tamaño iónico disminuye debido a la pérdida de electrones del átomo neutro; mientras que, en los iones negativos (aniones): el tamaño del anión es más grande que el del átomo debido a la ganancia de electrones. Cuando las especies son isoelectrónicas (elementos con el mismo número de electrones), la de mayor tamaño es aquella que tiene el menor número atómico. Por ejemplo, en la serie isoelectrónica 16S^{-2} , 19K^{+1} , 17Cl^{-1} , 20Ca^{+2} , 15P^{-3} , el orden creciente de tamaño iónico sería: $20\text{Ca}^{+2} < 19\text{K}^{+1} < 17\text{Cl}^{-1} < 16\text{S}^{-2} < 15\text{P}^{-3}$

Potencial o energía de ionización (E.I)

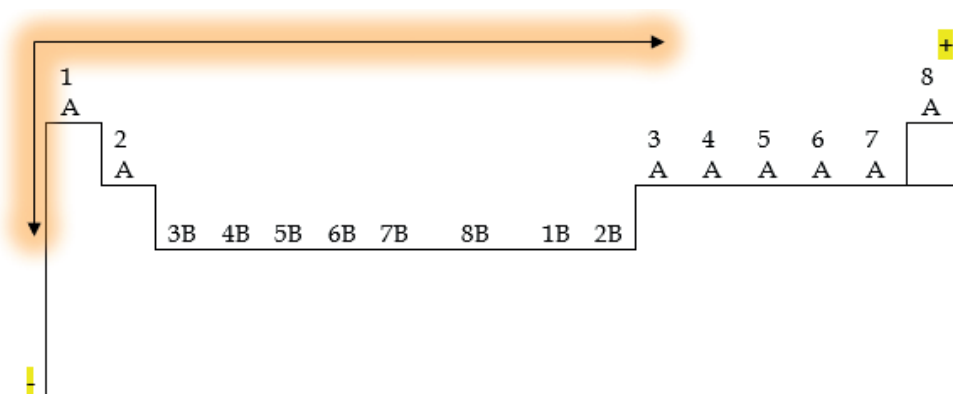
La primera energía de ionización es la energía necesaria para separar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso. La segunda energía de ionización es la energía necesaria para separar el siguiente electrón del ion monopositivo formado. La energía de ionización disminuye al descender en un grupo debido al aumento de la carga nuclear y el número de electrones, por lo que el electrón a extraer está en el orbital más externo, sufriendo menos la atracción de la carga nuclear y necesitando menos energía para ser alejado del átomo.

La energía de ionización crece al descender un período, ya que disminuye el tamaño atómico y aumenta la carga positiva del núcleo. Existen excepciones debido a la estabilidad que poseen los átomos como la familia IIA – IIIA y VA

- VIA. La familia VIIIA (gases nobles) tienen la mayor energía de ionización en la tabla periódica.

Figura 11

Energía de ionización



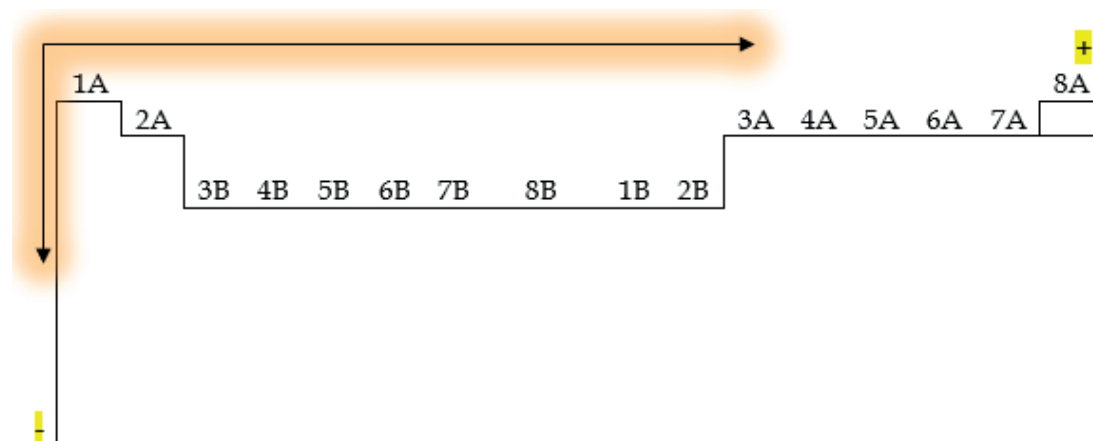
Afinidad electrónica o electroafinidad (A.E)

La afinidad electrónica es similar a la energía de ionización y está relacionada con el carácter oxidante del átomo, proporciona información de la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso gana un electrón para convertirse en un ion negativo anión. Los valores de la afinidad electrónica se consideran para un mol de átomos.

Al adicionar un electrón en un átomo neutro, se desprende energía, siendo los halógenos los que más lo hacen, por lo tanto, poseen mayor carácter oxidante y los alcalinotérreos los que absorben más energía, por lo que carecen del carácter oxidante.

Figura 12

Afinidad electrónica



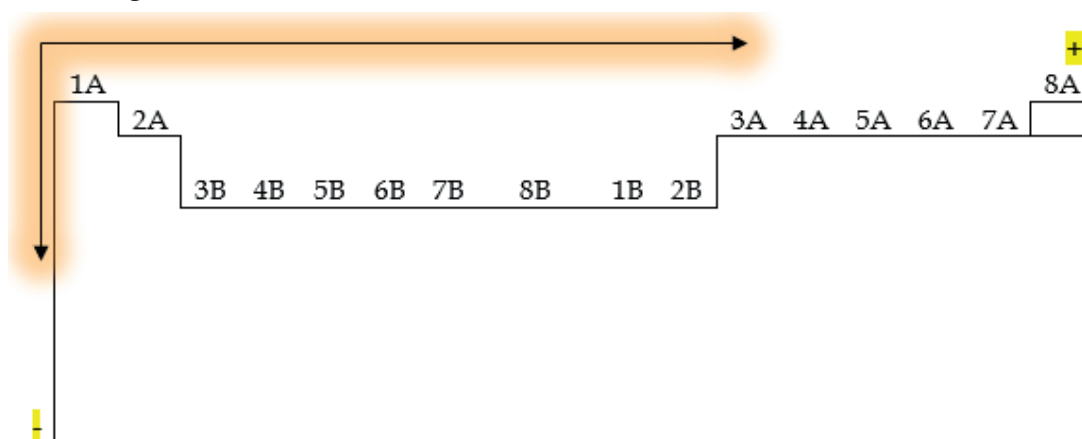
Electronegatividad (E.N)

Mide la capacidad que tiene un elemento para atraer y retener los electrones de enlace. Por lo tanto, es una propiedad de los átomos enlazados. La determinación de la electronegatividad se hace conforme a la Escala de Pauling que se expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el elemento más electronegativo, tiene un valor de 4; y al cesio, que es el menos electronegativo, se le asigna el valor de 0,7.

La electronegatividad aumenta con el número atómico en un período y disminuye en un grupo. El valor máximo será el de la familia VIIA y el valor nulo es el de los Gases Nobles.

Figura 13

Electronegatividad



Valencia y estados de oxidación

La última capa externa de la configuración electrónica de los elementos define la cantidad de electrones que posee, es decir, su valencia, esto juega un papel importante en la reacción química o para establecer el tipo de enlace químico. La valencia no tiene signo.

El número o estado de oxidación de un elemento define el tipo de interacción catiónica o aniónica, se puede decir que es la carga aparente que tienen los elementos en un determinado compuesto. Muchos de los estados de oxidación se han establecido a continuación:

Los grupos IA y IIA presentan estados de oxidación únicos, +1 y +2 respectivamente.

- La familia VIIA poseen estados de oxidación -1, +1, +3, +5, +7.
- El oxígeno posee el estado de oxidación -2 excepto en los peróxidos que tiene estado de oxidación -1.
- La familia IA y IIA poseen estados de oxidación +1 y +2, respectivamente.
- El hidrógeno posee estado de oxidación +1 excepto en los hidruros que tiene -1.

Ejercicios resueltos

1. De las siguientes secuencias de iones, razone cual se corresponde con el orden en función de los radios iónicos:

(I) $\text{Be}^{2+} > \text{Li}^+ > \text{F}^- > \text{N}^{3-}$, (II) $\text{Li}^+ > \text{Be}^{2+} > \text{N}^{3-} > \text{F}^-$ y ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

(I) $\text{Be}^{2+} > \text{Li}^+ > \text{F}^- > \text{N}^{3-}$, este orden no es correcto, puesto que todos los iones pertenecen a átomos de elementos del segundo período y la tendencia de aumento del radio iónico se muestra en la figura; (II) $\text{Li}^+ > \text{Be}^{2+} > \text{N}^{3-} > \text{F}^-$, es correcta.

La variación del radio atómico es la misma del radio iónico, en consecuencia, el orden de mayor a menor es $\text{Li} > \text{Be} > \text{N} > \text{F}$.

2. Ordene de mayor a menor la Energía de Ionización, a los siguientes elementos: F, K, Fe, Mg, Na, Al. Además, compare el Cloro y el Bromo, en términos de tamaño atómico y de Energía de Ionización. ¿Qué se puede concluir?

Figura 14

El de los elementos F, K, Fe, Mg, Na, Al.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	Al						F		
K		Fe																

$$F > Al > Fe > Mg > Na > K$$

Las dos propiedades cambian de manera contraria en la tabla periódica; por lo tanto, el cloro tiene una mayor energía de ionización que el bromo, pero el bromo es un átomo más grande.

3. a) Ordene de mayor a menor, en términos de Afinidad electrónica, a los elementos: Br, As, K, Ca, V, Ge:

Figura 15

AE de los elementos Br, As, K, Ca, V, Ge.

1A	2A		3A	4A	5A	6A	7A	8A	
K	Ca	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B
				V					
							Ge	As	Br

$$Br > As > Ge > V > Ca > K$$

b) Justifique la razón por la cual el F tendrá una mayor Afinidad electrónica que el O.

El flúor desprende más energía al ganar un solo electrón para completar su capa de valencia, mientras que el oxígeno requiere dos electrones para completar y la segunda energía de ionización es positiva.

4. Considerando las propiedades periódicas de los elementos:

- La energía de ionización del oxígeno es mayor que la del nitrógeno
- El efecto de pantalla es igual para todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo
- La electronegatividad disminuye con el incremento de la carga nuclear en un período
- El tamaño del ion Cl^{-1} es mayor que el del átomo de Cl.

5. Para los elementos químicos X, Y, Z: el número atómico de X es 7. El estado cuántico del último electrón de Y es $2, 1, -1, -1/2$. y Z^{-1} es isoelectrónico con el ion K^{+1} . Entonces:

- Y tiene la mayor energía de ionización
- X y Y pertenecen al mismo período
- El tamaño atómico de Y es mayor que el de X
- Z tiene mayor número atómico

Primero, se ubica los elementos en la tabla periódica:

- X, posee un número atómico 7, por lo tanto, la configuración electrónica será $1s^2, 2s^2, 2p^3$; siendo de la familia VA, periodo 2.
- Y, posee los siguientes números cuánticos $2, 1, -1, -1/2$; siendo su configuración electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^4$; pertenece a la familia VIA, periodo 2
- Z es isoelectrónico de K^{+1} ; el átomo neutro de K posee un número atómico de 19 al ser catión tienen 18 electrones. Por lo tanto, al ser una especie isoelectrónica con Z^{-1} , su especie neutra posee un número atómico de 17, su configuración electrónica es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ que pertenece a la familia VIIA, periodo 3.

Figura 16

Tabla periódica con elementos desconocidos.

1A	2A									3A	4A	5A	6A	7A	8A
		3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B			X	Y		
														Z	

- a. Y tiene la mayor energía de ionización

Esto es falso, Z posee mayor energía de ionización ya que se encuentra en el lado derecho de la tabla periódica.

- a. X y Y pertenecen al mismo período

De acuerdo con la ubicación de los elementos en la tabla periódica

- b. El tamaño atómico de Y es mayor que el de X

Esto es falso, X posee mayor radio atómico.

- c. Z tiene mayor número atómico

Es cierto, Z posee mayor número atómico.

Ejercicios propuestos

- Dados los elementos A y B de números atómicos 19 y 35 respectivamente:
 - Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Indique su situación en el sistema periódico.
 - Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos.
- En cada par seleccionar el átomo o ion más grande:
 - K o Rb
 - Br^{-1} o I^{-1}
- ¿Cuál es el ion más grande en la serie isoelectrónica: Na^{+1} , Mg^{+2} , Al^{+3} ?
- Ordenar los elementos del grupo VIA en orden creciente de tamaño atómico.

5. Ordene F, Cl, Li, Na, Ca, Zn, Hg, Sb, As en orden decreciente a su afinidad electrónica.
6. Ordene C, Si, K, Cs, Co, Os en orden creciente al radio atómico.
7. Ordene I, Se, Po, P, Al, Sn, Cu, Au en orden creciente a la energía de ionización.
8. Cuál de los siguientes elementos: O, Se, Ga, S, Si, es el más electronegativo.
9. Indique si son verdaderas (v) o falsas (F) las siguientes proposiciones:
 - a. La energía de ionización es energía liberada por el átomo.
 - b. Si dos elementos están en el mismo período, el de mayor número atómico tiene mayor efecto de pantalla.
 - c. Los elementos de mayor electronegatividad de un período tienen llenos los subniveles ns y np.
 - d. Si dos iones son isoelectrónicos, el de mayor Z tiene menor tamaño

5. Enlaces químicos

Las fuerzas intramoleculares que une a los elementos en un compuesto se conocen como enlace químico. El tipo de enlaces determinan propiedades físicas y químicas de la materia como: calor específico, calor latente, densidad, punto de ebullición, punto de fusión, solubilidad, estado de agregación, etc.

Los átomos tienden a tomar estructuras estables como los gases nobles para completar su octeto. Un gas noble no forma enlaces con otros elementos porque su capa electrónica está completa, mientras que los átomos con capa externa semillena son reactivos como los metales alcalinos (Brown et al., 2004).

Tipos de enlaces

Existen tres tipos de enlaces que se diferencian por los átomos que están involucrados y como se comparten los enlaces al formar los compuestos. Los enlaces metálicos son los enlaces más fuertes, seguidos por los enlaces iónicos y finalmente los enlaces covalentes.

- Enlace metálico, se forma de la unión de metales, la mayoría de los compuestos con este tipo de enlace son sólidos. Por ejemplo: amalgamas, aleaciones.
- Enlace covalente, se forma de la unión de no metales. Los elementos que forman el compuesto comparten uno o más pares de electrones y pueden formar enlaces simples, dobles y triples. Existe dos tipos de enlace covalente el polar y apolar. Considerando la diferencia de electronegatividades de los elementos un enlace covalente polar tendrá una polaridad de entre 1,7 y 0,4 y un enlace covalente no polar de entre 0,0 y 0,4.
- Enlace iónico, se forma por la combinación de un metal más un no metal, es decir iones de energía de ionización opuesta. La diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7. Uno de los elementos que forman el compuesto ceden electrones. Ejemplo: cloruro de sodio.

Regla del octeto

Se conoce como la regla del octeto a la tendencia de los átomos a formar enlaces para completar ocho electrones en su última capa, permitiendo pre-

decir el comportamiento de los compuestos. Esta regla presenta algunas excepciones en moléculas de electrones impares (NO, NO₂, ClO₂), moléculas deficientes de electrones o menos electrones (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, B, Al, Ga, In), moléculas hipervalentes como el flúor, en su última capa de valencia con más electrones que los necesarios para adquirir la configuración de un gas noble (Escobar, 2014).

Estructura de Lewis

Para interpretar los enlaces químicos se utiliza los símbolos de Lewis que representan el número de electrones de valencia colocándose alrededor del símbolo. Los electrones se colocan alrededor del símbolo del elemento y se los distribuye por pares en cada uno de los lados. En la Figura 17 se observa la distribución de los electrones para cada elemento.

Figura 17

Distribución de los electrones de los elementos químicos

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
• H						
• Li	•• Be	•• B •	•• C	•• N •	•• O	•• F ••
• Na	•• Mg	•• Al •	•• Si	•• P •	•• S	•• Cl ••
• K	•• Ca	•• Ga •	•• Ge	•• As •	•• Se	•• Br ••
• Rb	•• Sr	•• In •	•• Sn	•• Sb •	•• Te	•• I ••
• Cs	•• Ba	•• Tl •	•• Pb	•• Bi •	•• Po	•• At ••

Para representar la estructura de Lewis de los compuestos covalente se dibuja en el centro el símbolo y se dibujan los electrones por convención desde la posición 12H00 y se sigue en el sentido de las agujas del reloj.

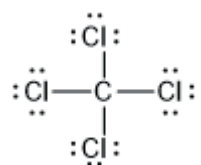
1. Escribir la fórmula correspondiente del compuesto.

2. Distribuir los electrones de valencia de cada átomo.
3. El átomo menos electronegativo se ubica en la posición central y se distribuyen el resto de los átomos a su alrededor. El átomo central debe cumplir el octeto caso contrario debe formar dobles o triples enlaces.
4. Completar los octetos de los átomos enlazados al átomo central. El átomo de hidrógeno se completa solo con dos electrones.

A continuación, se muestra algunas estructuras de Lewis.

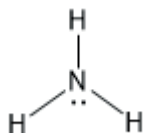
Tetracloruro de carbono (CCl_4)

- Electrones de valencia: $\text{C} (4) + 4 * \text{Cl} (7) = 4 + 28 = 32$ electrones (16 pares).
- Átomo central: El Carbono (C) es el menos electronegativo.
- Esqueleto: Dibuja el C en el centro y los 4 Cl alrededor con enlaces simples (C-Cl). Esto usa 8 electrones.
- Completar octetos: Reparte los 24 electrones restantes poniendo 6 puntos (3 pares) alrededor de cada Cloro.
- Verificación: El Carbono ya tiene 8 electrones (4 enlaces), por lo que la estructura es estable y simétrica



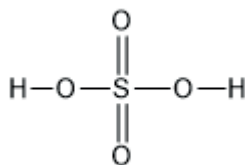
Amoníaco (NH_3)

- Electrones de valencia: $\text{N} (5) + 3 * \text{H} (1) = 8$ electrones (4 pares).
- Átomo central: El Nitrógeno (N).
- Esqueleto: Une el N con los 3 Hidrógenos mediante enlaces simples (N-H). Esto usa 6 electrones.
- Completar octetos: El Hidrógeno ya está completo con 2 electrones.
- Ajuste: Los 2 electrones que sobran se colocan como un par solitario sobre el Nitrógeno.



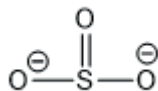
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

- Electrones de valencia: $2 * (1) + \text{S} (6) + 4 \times \text{O} (6) = 32$ electrones.
- Átomo central: El Azufre (S).
- Esqueleto: El S se rodea de 4 Oxígenos. En los ácidos, los Hidrógenos se unen a los Oxígenos (S-O-H).
- Ajuste de estabilidad: Para que el Azufre tenga una carga formal de cero, forma dos dobles enlaces con los Oxígenos que no tienen Hidrógeno y enlaces simples con los Oxígenos -OH.



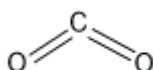
Ion sulfito (SO_3)⁻²

- Electrones de valencia: $\text{S} (6) + 3 * (6) + 2$ (por la carga negativa) = 26 electrones (13 pares).
- Átomo central: El Azufre (S).
- Esqueleto: Une el S a los 3 Oxígenos con enlaces simples. (Usa 6 electrones).
- Completar octetos: Pon 6 puntos a cada Oxígeno. (Usa 18 electrones). Total usados: $6 + 18 = 24$.
- Ajuste: Los 2 electrones sobrantes van al Azufre como un par solitario. Se encierra en corchetes con la carga 2-.

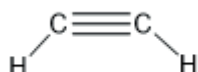


Anhídrido carbónico (CO_2)

- Electrones de valencia: $\text{C} (4) + 2 \cdot (6) = 16$ electrones (8 pares).
- Átomo central: El Carbono (C).
- Esqueleto: O-C-O. (Usa 4 electrones).
- Completar octetos: Pon 6 puntos a cada Oxígeno. (Usa 12 electrones). Total: 16.
- Ajuste (Octeto central): El Carbono solo tiene 4 electrones. Para llegar a 8, los Oxígenos comparten un par más cada uno, formando dos dobles enlaces.

Acetileno (C_2H_2)

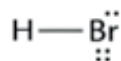
- Electrones de valencia: $2 \cdot \text{C} (4) + 2 \cdot \text{H} (1) = 10$ electrones (5 pares).
- Átomo central: Ambos Carbonos son centrales (H-C-C-H).
- Esqueleto: Une todo con enlaces simples. (Usa 6 electrones).
- Ajuste: Quedan 4 electrones (2 pares). Los Hidrógenos están llenos. Para que los Carbonos completen su octeto, deben compartir esos 4 electrones entre ellos.



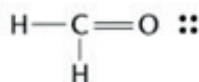
Ejercicios resueltos

1. Escribir la estructura de Lewis de los siguientes compuestos.

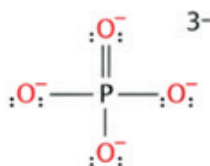
a. Ácido bromhídrico



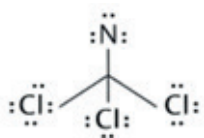
b. Metanal



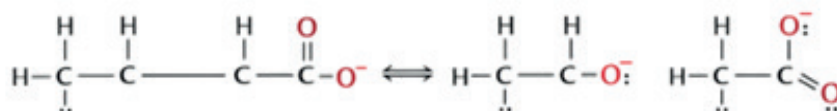
c. Ion fosfato



d. Tricloruro de nitrógeno

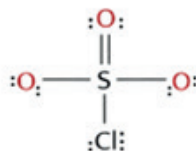


e. Ion acetato

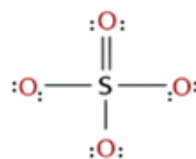


2. ¿Qué átomos serán centrales en las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos?

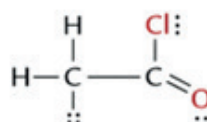
a. SO_2Cl



b. SO_2



c. CHCl



3. Ordenar los siguientes enlaces en orden creciente según su carácter iónico:

C-H, F-H, Br-H, Na-I, K-F y Li-Cl.

C-H: (Casi covalente)

Br-H: (Covalente polar)

F-H: (Muy polar, pero sigue siendo covalente)

Na-I: (Iónico, metal + no metal)

Li-Cl: (Iónico fuerte)

K-F: (El de mayor carácter iónico por ser los extremos de la tabla periódica).

La respuesta: $C-H < Br-H < F-H < Na-I < Li-Cl < K-F$

4. ¿Cuál de los siguientes compuestos es iónico?

a. HCl b. NaBr c. CS₂ d. N₂O

El compuesto NaBr (b) es el único iónico entre los que se presentan. Los compuestos iónicos se forman entre un metal y un no metal, mediante la transferencia de electrones. El sodio (Na) es un metal alcalino y el bromo (Br) es un no metal halógeno. En NaBr, el sodio cede un electrón y se convierte en un catión (Na⁺), mientras que el bromo lo acepta y se convierte en un anión (Br⁻). Esta atracción electrostática entre iones opuestos forma un enlace iónico.

5. Realiza la distribución de Lewis para los siguientes compuestos

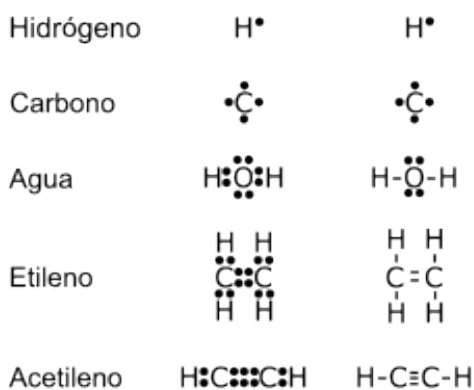
a. Hidrógeno

b. Carbono

c. Agua

d. Etileno

e. Acetileno



Ejercicios propuestos

1. Escriba las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas y iones:

- a. H_2O_2
- b. CN^-
- c. N_2F_2
- d. Si_2H_6
- e. OH^-

2. Escribir símbolos de Lewis para cada par de elementos. Escribir una reacción entre cada par de elementos.

- a. K y S
- b. Sr y Br
- c. Al y O
- d. Mg y Cl

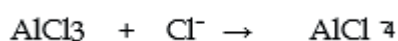
3. Enumerar los siguientes enlaces en orden creciente de carácter iónico: cesio-flúor, cloro-cloro, bromo-cloro, silicio-carbono.

4. Clasificar cada enlace de los compuestos como iónicos, covalentes polares o covalentes. Justifique sus respuestas.

- a. CF_4
- b. $\text{Cl}_3\text{Si}_2\text{Cl}_3$
- c. NH_3
- d. CaF_2
- e. H_2SO_4

5. Escriba las estructuras de Lewis para los compuestos de la reacción:

¿Qué clase de enlace une al Al y al Cl en el producto?



6. De los siguientes gases nobles, solo el Kr, Xe y Rn forman algunos compuestos con O y/o F. Escriba las estructuras de Lewis para las moléculas siguientes:

- a. XeF_2



En cada caso, el átomo central es el Xe.

6. Nomenclatura de compuestos inorgánicos

La nomenclatura se usa para nombrar y formular compuestos químicos mediante normas estandarizadas. Existen tres tipos de nomenclatura:

- Nomenclatura sistemática, con prefijos o estequiométrica. Utiliza prefijos numéricos como mono, di, tri, tetra, penta, hexa y hepta, que indican el número de átomos de cada uno de los elementos presenten la molécula. Por ejemplo: CO (monóxido de carbono), CO₂ (dióxido de carbono).
- Nomenclatura stock. Para nombrar el compuesto se utilizan números romanos que indican el estado de oxidación del catión. Si el metal es univalente, el número no se escribe. En ocasiones la nomenclatura stock coincide con el nombre tradicional. Por ejemplo: NaCl (cloruro de sodio), Fe₂S₃ (Sulfuro de hierro (III)), SO₃ (óxido de azufre (VI)).
- Nomenclatura tradicional. Es la más utilizada se usa prefijos y sufijos que indican el estado de oxidación de los elementos. Por ejemplo: FeO (óxido ferroso), P₂O₅ (óxido fosfórico).

Gramática en nomenclatura

Para nombrar a los compuestos químicos se debe considerar:

Signos de puntuación, como paréntesis (), corchetes [] y llaves { }.

- En los corchetes se coloca la carga formal de una entidad química. El superíndice indica la carga y aparecerá fuera de los corchetes, indicando el número de iones. Por ejemplo: [BH₄]⁻ [Cl]⁻ [CO]⁻² [Fe]⁺³.
- Los paréntesis se usan para agrupar los átomos que se repiten en una fórmula. Por ejemplo: Ca₃(PO₄)₂ Fe₂(SO₄)₃
- Llaves. En fórmulas, estos signos incluidas las llaves con usados en el siguiente orden: [], [()], [{}], [{}()], [{}({})], [{}({{}})], etc. En general se usan para encerrar fórmulas.

Guion, signo positivo y negativo

- Guion: Son usados en las fórmulas y nombres de los compuestos. No se deja un espacio a los lados del guion. Para separa signos como μ (mu), (eta) y (kappa). Por ejemplo [Cr(NH₃)₅]2(μ-OH)]⁵⁺, Para separar las locaciones del nombre del compuesto. SiH₂ClSiHClSiH₂Cl

1,2,3-trichlorotrisilane

- Los signos + y - son usados para indicar la carga de ion en una fórmula o nombre. Por ejemplo: $\text{Cl}^- \text{Fe}^{3+} [\text{SO}_4]^{2-}$

Puntos y números

- Puntos: Son usados en las fórmulas en diferentes posiciones, como un superíndice a la derecha para indicar pares de electrones desapareados. En fórmulas de los compuestos de adición, incluidos sales dobles, óxidos dobles para separar sus constituyentes. Por ejemplo: $\text{HO} \cdot \text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$
 $\text{ZrCl}_2\text{O} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
- Número. Los números tiene un especial significado en las fórmulas químicas (Dou, 2007).
 1. Como subíndices que indican el número de los constituyentes, sean átomos o grupos de átomos. Por ejemplo: CaCl_2
 2. Como superíndices, indicando la carga. Por ejemplo: $\text{Cl}^- \text{Cu}^{2+}$
 3. Para designar el numero másico o el número atómico de los elementos. El número másico es escrito como superíndice a la izquierda y el numero atómico como subíndice. ^1H

Clasificación de los compuestos químicos

Los compuestos químicos se clasifican por el número de elementos que lo conforman, así tenemos los compuestos binarios (dos elementos), ternarios (tres elementos) y cuaternarios (cuatro elementos). En la Tabla 9 se muestra la clasificación de los compuestos de acuerdo con el número de elementos (Masjuan y Dou, 2007).

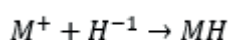
Tabla 9*Clasificación de los compuestos inorgánicos*

Binarios	
	Hidruro o hidruro metálico
	Hidruros no metálicos o ácidos hidrácidos
	Compuestos especiales del hidrógeno
	Sales halógenas
	Óxidos metálicos
	Peróxidos
	Óxidos no metálicos o anhídridos
	Óxidos salinos

Ternarios	Hidróxidos
	Ácidos oxácidos u oxoácidos
	Oxácidos metálicos
	Sal oxisal neutra
	Sulfo- Seleni y Teluri
Cuaternarios	Oxisales ácidas
	Oxisales básicas
	Oxisales dobles
	Oxisales mixtas

Nomenclatura de compuestos binarios

Hidruros o hidruros metálicos



Los hidruros metálicos se forman por la combinación de un metal de estado de oxidación positiva más el hidrógeno con estado de oxidación -1.

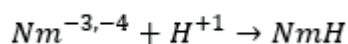
Para nombrar se antepone la palabra hidruro seguido con el nombre del metal. Si el metal es de valencia variable se coloca el sufijo -ico para la valencia mayor, y -oso para la valencia menor. En la Tabla 10 se muestran algunos ejemplos.

Tabla 10

Hidruros metálicos

Compuesto	Nombre
LiH	Hidruro de litio
CaH ₂	Hidruro de calcio
AlH ₃	Hidruro de aluminio
HfH ₄	Hidruro de hafnio
UH ₆	Hidruro de uranio
TcH ₇	Hidruro de tecnecio
CuH	Hidruro cuproso
AuH ₃	Hidruro áurico
FeH ₂	Hidruro ferroso
PbH ₄	Hidruro plumboso
CeH ₅	Hidruro cérico

Compuestos especiales



Los compuestos especiales se forman por la combinación de los no metales de la familia VA y IVA: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, sili-

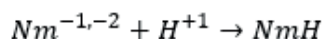
cio, boro y germanio. El no metal participa con el estado de oxidación negativo y el hidrógeno con +1. Como su nombre lo indica, estos compuestos poseen nombres especiales como se observa en la Tabla 11.

Tabla 11

Compuestos especiales

Compuesto	Nombre
NH ₃	Amoníaco
PH ₃	Fosfamina
AsH ₃	Arsenammina
SbH ₃	Estibamina
CH ₄	Metano
SiH ₄	Silicio metano
GeH ₄	Germanano
BH ₃	Borano

Hidruros no metálicos o ácidos hidrácidos



Se forman por la combinación de un no metal de la familia VII y VI con estado de oxidación negativo más el hidrógeno con estado de oxidación +1.

Para nombrar se antepone la palabra hidruro, seguido con el nombre del no metal terminado en hídrico (Tabla 12).

Tabla 12

Hidruros no metálicos o ácidos hidrácidos

Compuesto	Nombre
HF	Ácido fluorhídrico
HCl	Ácido clorhídrico
HBr	Ácido bromhídrico
HI	Ácido yodhídrico
H ₂ S	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Ácido telurhídrico

Sales halógenas neutras (sales)

Se forman por la combinación de un no metal y un metal. El metal actúa con el estado de oxidación positivo y el no metal con el estado de oxidación negativo. Se conocen como sales binarias. En nomenclatura tradicional se nombran como:

No metal URO + METAL

Si el metal tiene varios estados de oxidación se nombra usando los prefijos y sufijos.

Tipo sal (saloide)

Se forman por la combinación de dos no metales, se coloca primero el elemento menos electronegativo y luego el más electronegativo.

Los no metales según su electronegatividad se ordenan:



En nomenclatura tradicional se nombran como: no metal más electronegativo URO + no metal menos electronegativo ICO. Si el metal tiene varios estados de oxidación se nombra usando los prefijos y sufijos.

Óxidos básicos

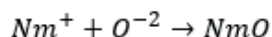
Se forman por la combinación de un metal de estado de oxidación positivo más el oxígeno con estado de oxidación -2. Los subíndices se pueden simplificar en estos compuestos.

Para nombrar se antepone la palabra óxido seguido del nombre del metal, si el metal es de valencia variable se coloca la terminación -ico para la valencia mayor y -oso para la valencia menor (Tabla 13).

Tabla 13

Óxidos metálicos

Compuesto	Nombre
Li_2O	Óxido de litio
CaO	Óxido de calcio
Al_2O_3	Óxido de aluminio
IrO_2	Óxido de iridio
WO_3	Óxido de wolframio
Tc_2O_7	Óxido de tecnecio
HgO	Óxido mercuríco
Tl_2O	Óxido talioso
Fe_2O_3	Óxido férrico
CrO	Óxido cromoso
SnO	Óxido estanioso
Nb_2O_5	Óxido niobico

Óxidos Ácidos (Anhídridos)

Se forman por la combinación de un no metal con estado de oxidación positiva más el oxígeno con el estado de oxidación -2. Los subíndices de la fórmula química se pueden simplificar.

Para nombrar se antepone el nombre anhídrido seguido el nombre del no metal. Se recomienda para el estudio de estos compuestos utilizar las claves de cada familia para facilitar la nomenclatura (Tablas 14-17).

Tabla 14*Anhídridos I B*

Cl, Br, I	+1, +3, +5, +7	
Clave	Fórmula	Nomenclatura
21	Cl ₂ O	Anhídrido hipo cloroso
23	Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso
25	Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico
27	Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico

Tabla 15*Anhídridos II B*

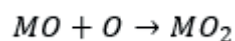
S, Se, Te	+2, +4, +6	
Clave	Fórmula	Nomenclatura
11	SO	Anhídrido hipo sulfuroso
12	SO ₂	Anhídrido sulfuroso
13	SO ₃	Anhídrido sulfúrico

Tabla 16*Anhídridos III B*

P, As, Sb, B	+1, +3, +5, +7	
Clave	Fórmula	Nomenclatura
21	P ₂ O	Anhídrido hipo fosforoso
23	P ₂ O ₃	Anhídrido fosforoso
25	P ₂ O ₅	Anhídrido fosfórico
27	P ₂ O ₇	Anhídrido per fosfórico

Tabla 17*Anhídridos IV B*

C, Si, Ge	+2, +4	
Clave	Fórmula	Nomenclatura
12	CO ₂	Anhídrido carbónico

Peróxidos

Se forman por la combinación de un óxido metálico con estado de oxidación +1 y 2 más un oxígeno. En estos compuestos no se simplifica el subíndice.

Para nombrar se antepone la palabra peróxido seguido del nombre del metal (Tabla 18).

Tabla 18*Peróxidos*

Compuesto	Nombre
Li ₂ O ₂	Peróxido de litio
Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio
K ₂ O ₂	Peróxido de potasio
Rb ₂ O ₂	Peróxido de rubidio
Cs ₂ O ₂	Peróxido de cesio
Fr ₂ O ₂	Peróxido de francio
CaO ₂	Peróxido de calcio
BaO ₂	Peróxido de bario
RaO ₂	Peróxido de radio
SrO ₂	Peróxido de estroncio
ZnO ₂	Peróxido de zinc
MgO ₂	Peróxido de magnesio

Peróxidos

Se forman por la combinación de dos óxidos básicos del mismo metal de valencia variable.

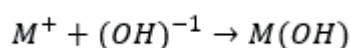
Para nombrar se antepone la palabra óxido salino más el nombre del metal o se antepone solo el nombre óxido seguido del metal de valencia variable con la terminación -oso e -ico (Tabla 19).

Tabla 19*Óxidos salinos*

Compuesto	Nombre
CuO	Óxido salino de cobre u Óxido cuproso cúprico
AuO	Óxido salino de oro u Óxido auroso áurico
TlO	Óxido salino de talio u Óxido talioso tálico
FeO	Óxido salino de hierro u Óxido ferroso férrico
CoO	Óxido salino de cobalto u Óxido cobaltoso cobáltico
NiO	Óxido salino de níquel u Óxido níqueloso níquelico
PbO	Óxido salino de plomo u Óxido plumboso plúmbico
SnO	Óxido salino de estaño u Óxido estanioso estánico
CeO	Óxido salino de cerio u Óxido ceroso cérico
NbO	Óxido salino de niobio u Óxido niobioso nióbico

Nomenclatura de compuestos ternarios

Hidróxidos

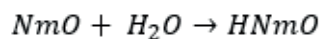


Los hidróxidos se forman por la combinación de un óxido metálico más agua. El grupo característico de estos compuestos es el hidroxilo OH-1.

Para nombrar se antepone la palabra hidróxido seguido del nombre del metal, si el metal es de valencia variable con la terminación -ico de valencia mayor y -oso para la valencia menor (Tabla 20).

Tabla 20*Hidróxidos*

Compuesto	Nombre
Ag(OH)	Hidróxido de plata
Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio
Bi(OH) ₃	Hidróxido de bismuto
Ir(OH) ₄	Hidróxido de iridio
Mo(OH) ₆	Hidróxido de molibdeno
Tc(OH) ₇	Hidróxido de tecnecio
Cu(OH) ₂	Hidróxido cúprico
Au(OH)	Hidróxido auroso
Tl(OH) ₃	Hidróxido tálico
Cr(OH) ₂	Hidróxido cromoso
Pb(OH) ₄	Hidróxido plúmbico
Ce(OH) ₄	Hidróxido cérico

Ácidos oxácidos (oxoácidos)

Los ácidos oxoácidos se forman por la combinación del anhídrido más agua. Para facilitar el estudio de estos compuestos se recomienda utilizar las claves que se proponen a continuación.

Se considera los elementos Cl, Br, I y N con los estados de oxidación (+1, +3, +5, +7) (Tabla 21), se forman con una sola molécula de agua.

Tabla 21*Ácidos oxácidos VII A*

VIIA, +1, +3, +5, +7			
Cl	111	HClO	Ácido hipo cloroso
Br	112	HClO ₂	Ácido cloroso
I	113	HClO ₃	Ácido clórico
N	114	HClO ₄	Ácido perclórico

Los ácidos oxácidos del S, Se y Te con los estados de oxidación (+4, +6) (Tabla 22), se forman con una sola molécula de agua.

Tabla 22*Ácidos oxácidos VI A*

VIA, +4, +6			
S	213	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
Se	214	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
Te			

El fósforo, arsénico y antimonio se usando los prefijos meta para una molécula de agua (Tabla 23), piro para dos moléculas de agua (Tabla 24) y orto para tres moléculas de agua (Tabla 25), no se nombra el prefijo orto en nomenclatura. El fósforo trabaja con los estados de oxidación +1, +3, +5, +7 y el As y Sb con +3, +5.

Tabla 23*Ácidos oxácidos V A, 1 molécula de H₂O.*

VA, +1, +3, +5, +7			
P	111	HPO	Ácido meta hipo cloroso
As	112	HPO ₂	Ácido meta cloroso
Sb	113	HPO ₃	Ácido meta clórico
	114	HPO ₄	Ácido meta perclórico

Tabla 24*Ácidos oxácidos V A, 2 moléculas de H₂O*

VA, +1, +3, +5, +7			
P	423	H ₄ P ₂ O ₃	Ácido piro hipo cloroso
As	425	H ₄ P ₂ O ₅	Ácido piro cloroso
Sb	427	H ₄ P ₂ O ₇	Ácido piro clórico
	429	H ₄ P ₂ O ₉	Ácido piro perclórico

Tabla 25*Ácidos oxácidos V A, 3 moléculas de H₂O*

VA, +1, +3, +5, +7			
P	312	H ₃ PO ₂	Ácido hipo cloroso
As	313	H ₃ PO ₃	Ácido cloroso
Sb	314	H ₃ PO ₄	Ácido clórico
	315	H ₃ PO ₅	Ácido perclórico

Y finalmente, el C, Si y Ge se hidrata con una y tres moléculas de agua.

Tabla 26*Ácido oxácido IV A.*

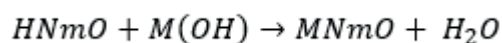
IVA, +2, +4			
C	214	H ₂ CO ₄	Ácido carbónico
Si	414	H ₄ CO ₄	Ácido orto carbónico
Ge			

Ácidos oxácidos especiales

Se forman ácidos con algunos metales como el Cr, V, Bi, Al, W y el Mn con sus números de oxidación +4, +5, +6, +7 y +3. Se forman con una sola molécula de agua (Cr y Mn) y con tres moléculas de agua para el V.

Tabla 27*Ácidos oxácidos especiales*

Compuesto	Nombre
$H_2Cr_2O_4$	Ácido crómico
$H_2Cr_2O_7$	Ácido di crómico
H_3VO_3	Ácido vanadioso
H_3VO_4	Ácido vanádico
H_2MnO_4	Ácido mangánico
$HMnO_4$	Ácido permangánico

Ácidos oxácidos (oxoácidos)

Este tipo de sal se forma por la combinación del ácido oxácido más un hidróxido. Los hidrógenos de oxácido se remplazan por los metales.

Parar nombrar se antepone el nombre el radical del ácido oxácido más el nombre del metal, si el metal es de valencia variable se debe usar la terminación -ico para la valencia mayor y -oso para la valencia menor (Tabla 28).

Tabla 28*Sal oxisal neutra*

Compuesto	Nombre
$LiClO$	Hipoclorito de litio
$Ca(BrO_2)_2$	Bromito de calcio
$U(IO_4)_6$	Per yodato de uranio
$ZnSO_4$	Sulfato de zinc
$FeTeO_4$	Telurato ferroso
$Zn(PO)_2$	Meta hipo fosfito de zinc
$Cr(AsO_2)_3$	Meta arsenito crómico
$Pb(Sb_2O_7)$	Piro antimoniato plúmbico
$Au(P_2O_9)$	Piro perfosfato auroso
K_3PO_4	Fosfato de potasio
$CoPO_3$	Per fosfato cobaltico
$CaCO_3$	Carbonato de calcio
$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio

Sulfo, seleni y teluri

Se debe reemplazar el oxígeno del radical oxoácido por el azufre, selenio o teluro.

Para nombrar se antepone la palabra sulfo, seleni o teluri seguido el nombre del radical oxoácido seguido del nombre del metal (Tabla 29).

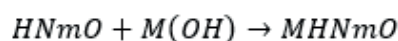
Tabla 29

Sulfo, seleni y teluri

Compuesto	Sulfo, seleni y teluri	Nombre
$\text{LiClO} + \text{S}$	LiClS	Sulfo Hipoclorito de litio
$\text{Ca}(\text{BrO}_2)_2 + \text{Te}$	$\text{Ca}(\text{BrTe}_2)_2$	Teluri Bromito de calcio
$\text{U}(\text{IO}_4)_6 + \text{Se}$	$\text{U}(\text{ISe}_4)_6$	Seleni Per yodato de uranio
$\text{ZnSO}_4 + \text{Te}$	ZnSTe_4	Teluri Sulfato de zinc
$\text{FeTeO}_4 + \text{S}$	FeTeS_4	Sulfo Telurato ferroso
$\text{Zn}(\text{PO})_2 + \text{Se}$	$\text{Zn}(\text{PSe})_2$	Seleni Meta hipo fosfito de zinc
$\text{Cr}(\text{AsO}_2)_3 + \text{Te}$	$\text{Cr}(\text{AsTe}_2)_3$	Teluri Meta arsenito crómico
$\text{Pb}(\text{Sb}_2\text{O}_7) + \text{S}$	$\text{Pb}(\text{Sb}_2\text{S}_7)$	Sulfo Piro antimoniato plúmbico
$\text{Au}_4(\text{P}_2\text{O}_9) + \text{Se}$	$\text{Au}_4(\text{P}_2\text{Se}_9)$	Seleni Piro perfosfato auroso
$\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{Te}$	K_3PTe_4	Teluri Fosfato de potasio
$\text{CoPO}_5 + \text{S}$	CoPS_5	Sulfo Per fosfato cobaltico
$\text{CaCO}_3 + \text{Se}$	CaCSe_3	Seleni Carbonato de calcio
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Te}$	$\text{Al}_2(\text{STe}_4)_3$	Teluri Sulfato de aluminio

Compuestos cuaternarios

Sal oxisal ácida



Se forma por la combinación parcial de los hidrógenos del ácido oxácido más el metal del hidróxido (Tabla 30).

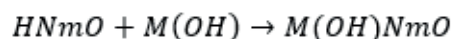
Tabla 30

Sal oxisal ácida

Compuesto	Nombre
LiHSO_4	Sulfato ácido de litio
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	Sulfato ácido de calcio
$\text{U}(\text{HPO})_6$	Hipo fosfito di ácido de uranio
$\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$	Sulfato ácido de zinc
$\text{Fe}(\text{HTeO}_4)_2$	Telurato ácido ferroso
$\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO})_2$	Hipo fosfito di ácido de zinc
$\text{Cr}_2(\text{HAsO}_2)_3$	Arsenito ácido crómico
$\text{Pb}(\text{H}_3\text{Sb}_2\text{O}_7)_4$	Piro antimoniato tri ácido plúmbico

$\text{Pb}(\text{H}_3\text{Sb}_2\text{O}_7)_4$	Piro antimoniato tri ácido plúmbico
$\text{Au}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_9)$	Piro perfosfato di ácido auroso
$\text{K}_2(\text{HPO}_4)$	Fosfato ácido de potasio
$\text{Co}(\text{H}_2\text{PO}_5)_3$	Per fosfato di ácido cobaltico
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Carbonato ácido de calcio
$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$	Sulfato ácido de aluminio

Sal oxisal básica



Se obtiene de la sustitución de los hidrógenos del ácido oxácido por la sustitución parcial del grupo OH del hidróxido metálico.

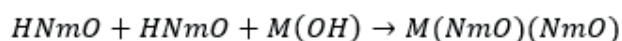
Para nombrar se antepone el radical del ácido oxácido seguido de la palabra básico (di básico, tribásico, tetrabásico, pentabásico, hexabásico) más el nombre del metal (Tabla 31).

Tabla 31

Sal oxisal básica

Compuesto	Nombre
$[\text{Zn}(\text{OH})]_2(\text{SO}_4)$	Sulfato básico de zinc
$[\text{Ca}(\text{OH})]_2(\text{SO}_4)$	Sulfato básico de calcio
$[\text{U}(\text{OH})_3](\text{PO})_3$	Hipo fosfito básico de uranio
$[\text{Zn}(\text{OH})]_2(\text{SO}_4)$	Sulfato básico de zinc
$[\text{Fe}(\text{OH})](\text{TeO}_4)$	Telurato básico de férrico
$[\text{Zn}(\text{OH})]_3(\text{PO}_2)$	Hipo fosfito básico de zinc
$[\text{Cr}(\text{OH})]_3(\text{AsO}_3)_2$	Arsenito básico crómico
$[\text{Pb}(\text{OH})_3]_4(\text{Sb}_2\text{O}_7)$	Piro antimoniato tri básico plúmbico
$[\text{Au}(\text{OH})_2]_3(\text{P}_2\text{O}_9)$	Piro perfosfato di básico áurico
$[\text{Ba}(\text{OH})]_3(\text{PO}_4)$	Fosfato básico de bario
$[\text{Co}(\text{OH})_2]_3(\text{PO}_5)$	Per fosfato di básico cobaltico
$[\text{Ca}(\text{OH})]_2(\text{CO}_3)$	Carbonato básico de calcio
$[\text{Al}(\text{OH})](\text{SO}_4)$	Sulfato básico de aluminio

Sal oxisal mixta

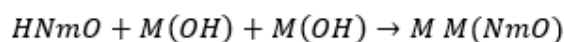


Se obtienen por la unión de dos ácidos oxoácidos más un hidróxido.

Para nombrar se antepone el nombre del radical más electronegativo seguido por el nombre del metal (Tabla 32).

Tabla 32*Sal oxisal mixta*

Compuesto	Nombre
$\text{Li}_3[(\text{ClO}) (\text{SO}_4)]$	Sulfato clorato de zinc
$\text{Ca}_3[(\text{BrO}_2) (\text{SO}_4)]_2$	Sulfato bromato de calcio
$\text{U}_2[(\text{IO}_4) (\text{PO}_2)]_3$	Hipo fosfito peryodato de uranio
$\text{Zn}_3[(\text{SO}_4) (\text{PO}_3)]_2$	Meta fosfato sulfato de zinc
$\text{Fe}_2[(\text{TeO}_4) (\text{As}_2\text{O}_5)]$	Piro arsenito telurato de férrico
$\text{Zn}_2[(\text{PO}) (\text{AsO}_3)]$	Arsenito meta hipo fosfito de zinc
$\text{Cr}_2[(\text{AsO}_4) (\text{SbO}_4)]$	Antimoniato arsenito crómico
$\text{Pb}_3[(\text{Sb}_2\text{O}_7) (\text{CO}_3)]_2$	Carbonato piro antimoniato plúmbico
$\text{Au}_2[(\text{P}_2\text{O}_9) (\text{SiO}_3)]$	Silicato piro perfosfato áurico
$\text{K}_7[(\text{PO}_4) (\text{CO}_4)]$	Orto carbonato fosfato de bario
$\text{Co}_7[(\text{PO}_5) (\text{As}_2\text{O}_7)]_3$	Piro arsenato perfosfato cobaltico
$\text{Ca}_2[(\text{CO}_3) (\text{SiO}_3)]$	Silicato carbonato de calcio
$\text{Al}_4[(\text{SO}_4) (\text{CO}_3)]_3$	Sulfato de aluminio

Sales oxisales dobles

Se obtienen por la unión de dos hidróxidos más un ácido oxácido.

Para nombrar se antepone el nombre del radical seguido del nombre de los metales (Tabla 33).

Tabla 33*Sal oxisal doble*

Compuesto	Nombre
$(\text{Li Zn}) (\text{ClO})_3$	Hipo clorito de zinc y litio
$(\text{Al Ca})_2(\text{SO}_4)_5$	Sulfato de calcio y aluminio
$(\text{Ba U}) (\text{IO}_4)_8$	Per yodato de uranio y bario
$(\text{Sr Zn}) (\text{SO}_4)_2$	Sulfato de zinc y estroncio
$(\text{Cr Fe})_2(\text{TeO}_4)_5$	Telurato férrico cromoso
$(\text{Al Zn})_3(\text{PO}_2)_5$	Hipo fosfito de zinc y aluminio
$(\text{Pb Cr})_3(\text{AsO}_2)_5$	Arsenito crómico plumboso
$(\text{Ce Pb}) (\text{Sb}_2\text{O}_7)_2$	Piro antimoniato plúmbico cérico
$(\text{Ti Au}) (\text{P}_2\text{O}_9)$	Piro perfosfato áurico talioso
$(\text{Mg Ba})_3(\text{PO}_4)_4$	Fosfato de bario y magnesio
$(\text{Mn Co})_3(\text{PO}_5)_5$	Per fosfato cobaltico manganeso
$(\text{Ag Ca})_2(\text{CO}_3)_3$	Carbonato de calcio y plata
$(\text{Mo Al})_2(\text{SO}_4)_9$	Sulfato de aluminio y molibdeno

Ejercicios propuestos

Escribir los nombres de los siguientes compuestos según corresponda.

1. TiH_2	25. $\text{KBa}(\text{ClO}_3)_3$
2. AlH_3	26. TaSO_4PO_3
3. ZnH_2	27. BeH_2
4. HBr	28. AuH
5. H_2S	29. HCl
6. NaCl	30. H_2Se
7. Al_2S_3	31. CaF_2
8. Zn_3B_2	32. CdBr_2
9. CaO	33. Al_2O_3
10. Bi_2O_3	34. ZnO
11. CO_2	35. SO_2
12. Cu_2O_2	36. H_2CrO_4
13. H_2O_2	37. H_2WO_4
14. $\text{Al}(\text{OH})_3$	38. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
15. $\text{Cu}(\text{OH})$	39. Cl_2O
16. HBrO_3	40. CaO_2
17. $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	41. ZnO_2
18. H_3AlO_3	42. $\text{Pt}(\text{OH})_2$
19. HBiO_3	43. $\text{Mn}(\text{OH})_3$
20. $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	44. CaHAsO_4
21. KMnO_4	45. $\text{Ca}(\text{OH})\text{ClO}_4$
22. NaBiO_3	46. KNaSO_4
23. $\text{Fe}(\text{H}_2\text{BO}_3)_3$	47. CaClCrO_4
24. $\text{Al}(\text{OH})(\text{SO}_4)$	48. NaO

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos según corresponda

1. Hidruro mercurioso	23. Hidruro de potasio
2. Hidruro cobáltico	24. Hidruro cúprico
3. Hidruro férrico	25. Ácido fluorhídrico
4. Ácido telurhídrico	26. Cloruro ferroso
5. Ácido yodhídrico	27. Cloruro férrico
6. Ioduro de bismuto	28. Cloruro yódico
7. Telururo áurico	29. Cloruro peryódico
8. Óxido plumboso	30. Óxido ferroso
9. Óxido mangánico	31. Óxido férrico
10. Anhídrido arsénico	32. Anhídrido clórico
11. Anhídrido arsenioso	33. Anhídrido perclórico
12. Peróxido de litio	34. Peróxido cúprico
13. Peróxido de magnesio	35. Peróxido de sodio
14. Hidróxido tantalioso	36. Hidróxido níquelico
15. Hidróxido áurico	37. Hidróxido mercurioso
16. Ácido ortocarbónico	38. Ácido fosforoso
17. Ácido clórico	39. Ácido fosfórico
18. Nitrato de sodio	40. Sulfato de aluminio
19. Piroarsenito cuproso	41. Nitrato carbonato de cadmio
20. Sulfato ácido de potasio	42. Nitrato doble de sodio y magnesio
21. Sulfato dibásico de zinc	43. Sulfato básico de magnesio
22. Sulfato de litio y sodio	44. Arsenato ácido de calcio

7. Fundamentos de Química Orgánica

La química orgánica estudia compuestos que están constituidos en casi completamente por hidrógeno (H) y carbono (C), hasta ahora se han reportado más de 10 millones de compuestos orgánicos, lo cuales son parte de las invenciones actuales y apoyan en la dependencia de la fuente más grande como son los derivados del crudo de petróleo, pero se encuentra en auge los derivados de recursos renovables (Tabla 34).

Tabla 34

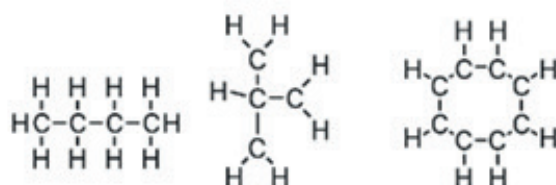
Fuentes de los compuestos orgánicos

Compuestos orgánicos		
Renovables	No Renovables	Sintetizados
De origen animal y vegetal	De origen mineral	De origen de laboratorio
Aceite, grasa, celulosa, almidón, azúcar, etc.	Petróleo, carbón y gas natural.	Polímeros, fármacos, perfumes, colorantes, disolventes, detergentes, etc.

La importancia del carbono radica en su capacidad para formar estructuras tetraédricas mediante enlaces simples con un ángulo aproximado de 109.5° . Este ángulo puede variar a 120° y 180° cuando participa en enlaces dobles y triples, respectivamente. Además, el carbono establece enlaces fuertes tanto entre átomos C-C como con otros elementos —como H, O, N, S y halógenos (Cl, F)—, lo que lo convierte en un átomo excepcionalmente versátil. Esta versatilidad se refleja también en la diversidad geométrica de los compuestos que forma, los cuales pueden organizarse en estructuras lineales, ramificadas o cíclicas (Figura 18).

Figura 18

Compuestos lineales, ramificados y cíclicos



La fórmula molecular puede ser condensada donde se indica el número de átomos de cada elemento que se forma el compuesto o estructural que indica como se encuentran enlazados (Babor & Ibarz, 1979).

Por ejemplo:

Etano

Fórmula molecular condensada C_2H_6

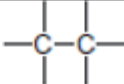
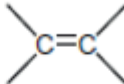
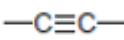
Fórmula molecular estructural $CH_3 - CH_3$

Grupos funcionales

Los grupos funcionales son agrupaciones de átomos que proporcionan propiedades comunes a los compuestos que las contienen, como: centro de reactividad química de las moléculas y son responsables de las propiedades físicas que tienen las moléculas orgánicas.

Tabla 35

Familia de compuestos orgánicos.

Familia de compuestos orgánicos	Representación
Alcanos	
Alquenos	
Alquinos	
Aromáticos	
Haluros de alquilo	$\left\{ \begin{array}{l} R-CH_2-X \\ R-\underset{\substack{ \\ R^1}}{CH}-X \\ R-\underset{\substack{ \\ R^2}}{C}-X \\ R-\underset{\substack{ \\ R^1}}{C}-X \end{array} \right.$
Aldehídos	
Cetonas	

Alcoholes	$\left\{ \begin{array}{l} \text{R-CH}_2\text{-OH} \\ \text{R}-\underset{\text{R}^1}{\text{CH}}\text{-OH} \\ \text{R}-\underset{\text{R}^1}{\overset{\text{R}^2}{\text{C}}}\text{-OH} \end{array} \right.$
Éteres	R-O-R^1
Ácidos carboxílicos	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-O-H}$
Ésteres	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-O-R}^1$
Haluros de ácido	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-X}$
Amidas	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-N} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array}$
Anhidridos de ácido	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{-R}^1$
Nitrilos	$\text{R-C}\equiv\text{N}$

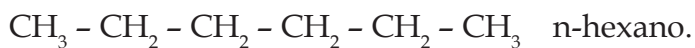
Nomenclatura de compuestos

Parafinas o alcanos

Responden a la fórmula molecular $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, el átomo de carbono presenta una hibridación sp^3 en todos sus enlaces tanto $\text{C}-\text{C}$ y $\text{C}-\text{H}$, se habla de un compuesto saturado al tener en su mayoría de enlaces átomos de hidrógeno.

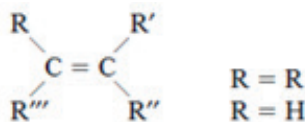
Los alcanos con menor número de carbonos tienen nombres sistemáticos, como: metano (C_1); etano(C_2), propano (C_3) y butano (C_4), para carbonos mayores a 4, se utilizan prefijos griegos que indican el número de carbonos finalizando con la terminación -ano.

Ejemplo:



Olefinas o alquenos

Responden a la fórmula molecular C_nH_{2n} , el átomo de carbono presenta insaturaciones, es decir, en sus enlaces faltan átomos de hidrógeno, por lo que se le conocen como compuestos insaturados, en el lado que tiene la insaturación se presenta un doble enlace, que consta de enlace σ y por un enlace π .



En la fórmula R puede ser un radical o un átomo de hidrógeno.

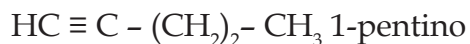
Las olefinas se denominan al igual que los alcanos con la terminación -eno o -ileno.



Alquino o acetilénicos

Son los hidrocarburos no saturados que presentan un enlace triple, su fórmula general es $R - C \equiv C - R$

Se nombran de la misma manera que los hidrocarburos de las series anteriores terminado en -ino:



Aldehídos

Se caracterizan por tener un grupo carbonilo ($\text{C}=\text{O}$) al final de la cadena de carbono, junto con un átomo de hidrógeno. El nombre de los aldehídos termina en -al.

Metanal (Formaldehído): HCHO

Etanal (Acetaldehído): CH_3CHO

Propanal (Propionaldehído): $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

Butanal (Butiraldehído): $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$

Cetonas

Se caracterizan por tener un grupo carbonilo ($\text{C}=\text{O}$) en medio de la cadena de carbono, unido a dos átomos de carbono. El nombre de las cetonas termina en -ona.

Propanona (Acetona): CH_3COCH_3

Butanona (Metil etil cetona): $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

2-Pentanona: $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

3-Pentanona: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$

Éteres

Se caracterizan por un átomo de oxígeno (O) enlazado a dos grupos alquilo o arilo. El nombre de los éteres sigue la estructura “alquil alquil éter”.

Dimetil éter: CH_3OCH_3

Dietil éter: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$

Metil etil éter: $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$

Dipropil éter: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Ésteres

Se caracterizan por tener un grupo carboxilo (COOH) donde el hidrógeno se reemplaza por un grupo alquilo. Se nombran como “nombre de alquilo del alcohol” + “nombre de ácido carboxílico con terminación -ato”.

Acetato de etilo: $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$

Propanoato de metilo: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$

Butanoato de etilo: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$

Formiato de etilo: $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$

Compuestos aromáticos

Son compuestos cíclicos que contienen un anillo de benceno (un anillo de seis carbonos con dobles enlaces conjugados) o una estructura similar.

Benceno: C_6H_6

Tolueno (Metilbenceno): $C_6H_5CH_3$

Fenol: C_6H_5OH

Anilina: $C_6H_5NH_2$

Alcoholes

Se caracterizan por la presencia del grupo hidroxilo ($-OH$) unido a un átomo de carbono. El nombre de los alcoholes termina en -ol.

Metanol: CH_3OH

Etanol: CH_3CH_2OH

1-Propanol: $CH_3CH_2CH_2OH$

2-Propanol (Isopropanol): $CH_3CH(OH)CH_3$

Ácidos Carboxílicos

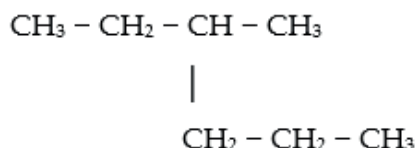
Se caracterizan por el grupo carboxilo ($-COOH$) en el extremo de la cadena. Se nombran con el prefijo “ácido” y la terminación -oico.

1. Ácido metanoico (Ácido fórmico): $HCOOH$
2. Ácido etanoico (Ácido acético): CH_3COOH
3. Ácido propanoico: CH_3CH_2COOH
4. Ácido butanoico: $CH_3CH_2CH_2COOH$

Reglas generales de nomenclatura

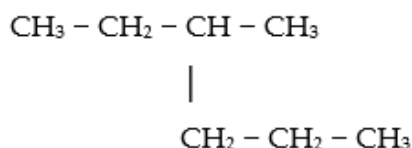
Elegir la cadena más larga, es decir, la que tenga el mayor número de átomos de carbono), que contenga el grupo funcional prioritario con base a los grupos sustituyentes, este determinará el nombre del compuesto orgánico.

a) Se elige la cadena más larga como principal:



La cadena principal es el hexano y el metilo es el sustituyente.

b) Se numera la cadena por el extremo que sitúe a los sustituyentes en el número más bajo:



Se numera empezando por el extremo izquierdo y el sustituyente ocupa la posición 3. Si se empezase por el otro extremo, la posición ocupada sería la número 4.

c) Los sustituyentes se nombran como radicales precedidos por el número que indica su posición

3-metil-hexano

Los grupos funcionales se deben organizar por orden de prioridad, de forma decreciente son: ácidos carboxílicos o derivados > aldehídos o cetonas > alcoholes o éteres > hidrocarburos

Utilizar los prefijos: met-, et-, prop- but-, pent-, hex-, etc., para indicar el número de átomos de carbono: 1, 2, 3, 4, 5, 6, etc. respectivamente y añadir la terminación del grupo funcional prioritario, según el grupo funcional principal:

Alcano: -ano

Alqueno: -eno

Alquino: -ino

Alcohol: -ol

Éter: -éter

Aldehído: -al

Cetona: -ona

Ácido carboxílico: -oico

Éster: -oato de -ilo

Amida: -amida

Ejercicios resueltos

1. Mencione una característica de cada compuesto enlistado

- Metano (CH_4): El alcano más simple, con un solo átomo de carbono.
- Etano (C_2H_6): Formado por dos átomos de carbono enlazados.
- Propano (C_3H_8): muy conocido como combustible.
- Eteno (C_2H_4): También llamado etileno, es el alqueno más simple y se usa en la maduración de frutas.
- Propeno (C_3H_6): Un alqueno de tres carbonos, importante en la industria del plástico.
- Etino (C_2H_2): es el alquino más simple, incoloro, altamente inflamable y forma llamas de hasta 3000°C , crucial para soldadura.
- Propino (C_3H_4): destaca por su llama extremadamente caliente y versatilidad en la industria química y soldadura.
- Metanol (CH_3OH): Un alcohol de un solo carbono, tóxico si se ingiere. El sufijo -ol indica la presencia del grupo hidroxilo (-OH).
- Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$): El alcohol que se encuentra en las bebidas alcohólicas.
- Propanol ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$): Un alcohol de tres carbonos. Se puede encontrar en dos formas isómeras: 1-Propanol (grupo -OH en el carbono 1) y 2-Propanol (grupo -OH en el carbono 2), también conocido como alcohol isopropílico.

2. ¿Cuál es el nombre del compuesto con la fórmula condensada $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$?

- a. Buteno
- b. Butino
- c. Butano
- d. Butanol

3. ¿Cómo se llama el compuesto $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$?

- a. 2-Buteno
- b. 2-Butino
- c. 1-Buteno
- d. Butano

4. Nombra el siguiente compuesto: $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$

- a. Butano
- b. Buteno
- c. 1-Butino
- d. 2-Butino

5. ¿Cuál es el nombre IUPAC para el compuesto $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(OH)-CH}_3$?

- a. 2-Butanol
- b. Butano
- c. Butanol
- d. 1-Butanol

6. Nombra el siguiente compuesto ramificado: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$

- a. 2-metilpentano
- b. 3-metilpentano
- c. 2-etilbutano
- d. 3-etilbutano

Ejercicios propuestos

1. ¿Cuál de los siguientes es el nombre correcto para un compuesto con un triple enlace y la fórmula C_4H_6 ?

- a. 1-Buteno
- b. Butanol
- c. 1-Butino
- d. Butano

2. Nombra el compuesto: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$

- a. Propanal
- b. Propenol
- c. 1-Propanol
- d. 2-Propanol

3. ¿Cuál de los siguientes compuestos es el 1-penteno?

- a. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- b. $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- c. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3$
- d. $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$

4. ¿Cómo se llama un alcohol de dos carbonos?

- a. Metanol
- b. Butanol
- c. Propanol
- d. Etanol

5. Nombra el siguiente compuesto: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$

- a. Butano
- b. 1-Butino
- c. 2-Butino
- d. Butanol

6. El 2-pentanol tiene el grupo hidroxilo (-OH) en el carbono:

- a. 1
- b. 2
- c. 3
- d. 5

7. ¿Cuál es la fórmula condensada del 1-propeno?

- a. $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$
- b. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- c. $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$

- d. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
8. Nombra el compuesto: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- Hexano
 - Hexeno
 - Hexino
 - Pentano
9. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un alquino?
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 - $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
 - $\text{HC}\equiv\text{CH}$
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_3$
10. ¿Cómo se llama el compuesto con la fórmula $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$?
- 1-Propanol
 - Propenol
 - Isopropanol
 - Etanol
11. Un compuesto con la fórmula C_5H_{12} es un:
- Alcohol
 - Alquino
 - Alcano
 - Alqueno
12. ¿Qué sufijo se usa para nombrar un alqueno?
- ino
 - eno
 - ano
 - ol

8. Reacciones químicas

En una reacción química, los reactivos se combinan a ciertas condiciones de presión y temperatura para formar otros compuestos llamados producto.

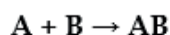
Para cálculos estequiométricos es necesario igualar las reacciones químicas mediante el método de tanteo, oxido-reducción, algebraico, entre otros. También se debe considerar el estado de agregación (sólido, líquido, gas) de los reactivos, productos y las condiciones para que se dé la reacción (Cruz, 2010).



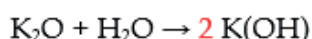
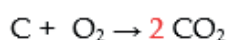
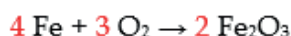
Las letras minúsculas representan los coeficientes estequiométricos que sirven para igualar las ecuaciones, y las letras mayúsculas representan a los compuestos químicos.

Tipos de reacciones químicas

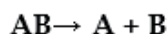
1. Reacción de combinación o síntesis



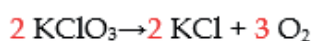
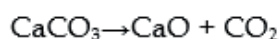
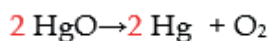
En este tipo de reacciones dos sustancias reaccionan para formar otra nueva. Para determinar los productos se debe conocer sus estados de oxidación con el que participan:



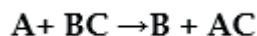
2. Reacción de descomposición



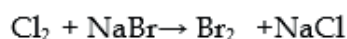
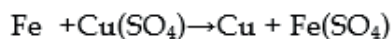
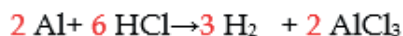
Las reacciones de descomposición se dan cuando el reactivo se descompone en sustancias más simples. De igual forma, hay que tener en cuenta los coeficientes estequiométricos de la reacción química.



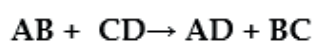
3. Reacciones de desplazamiento simple



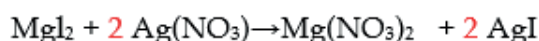
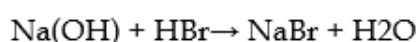
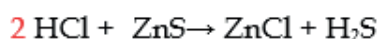
En este tipo de reacciones se da un intercambio del catión de un compuesto con un elemento neutro, produciendo compuestos distintos con propiedades diferentes a la de los reactivos.



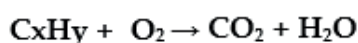
4. Reacciones de doble desplazamiento



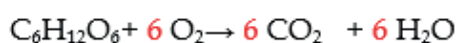
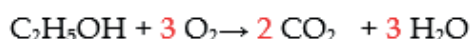
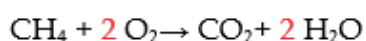
En la reacción se produce un intercambio de radicales entre los compuestos que participan en las reacciones.



5. Reacciones de combustión



Los compuestos orgánicos en presencia de oxígeno a ciertas condiciones se produce una reacción de combustión liberando agua y dióxido de carbono.



Igualación de ecuaciones químicas

Método oxido-reducción (Redox)

Cuando los elementos de los reactivos cambian de estado de oxidación en los productos, la reacción química se pueda igualar por el método oxido-reducción. Las reacciones redox ocurre una transferencia de electrones, siempre llevándose a cabo la oxidación de un elemento mientras otro elemento se reduce, no puede existir la una sin la otra.

En la oxidación, un elemento de los compuestos sufre la pérdida de electrones, mientras en la reducción sucede lo contrario, el elemento gana electrones.

El compuesto que se reduce es conocido como agente oxidante, ya que hace posible el proceso de oxidación. Mientras que, el compuesto que se oxida se llama agente reductor, lo cual hace que otra sustancia se reduzca.

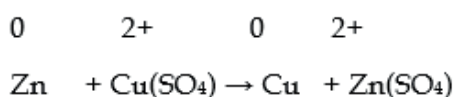
El proceso recomendado para igualar una ecuación química se detalla a continuación:

- Plantear las semirreacciones
- Determinar los electrones ganados y perdidos
- Intercambiar los números de los electrones ganados y perdidos
- Multiplicar por los coeficientes de cada ion
- Los números obtenidos colocar en la ecuación principal
- Igualar siguiendo: metales, no metales, hidrógenos y al final los oxígenos.

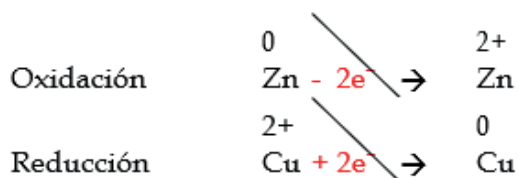
Ejercicios resueltos

1. Zinc metálico + Sulfato cúprico produce Sulfato de zinc + cobre metálico

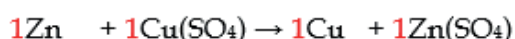
- **Plantear las semirreacciones**



- **Determinar los electrones ganados y perdidos**



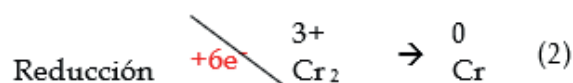
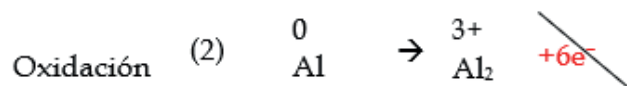
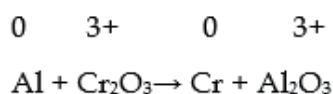
- **Multiplicar por los coeficientes de cada ion**



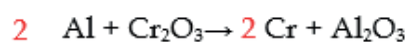
(Cuando tengo una molécula se suele omitir colocar el número uno)

2. Aluminio + óxido crómico produce cromo + óxido de aluminio

- Plantear las semirreacciones

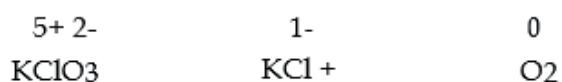


- Multiplicar por los coeficientes de cada ion

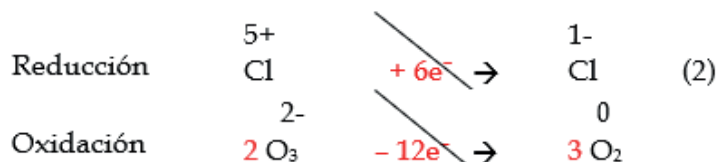


3. Clorato de potasio produce cloruro de potasio + oxígeno molecular

- Plantear las semirreacciones



- Determinar los electrones ganados y perdidos

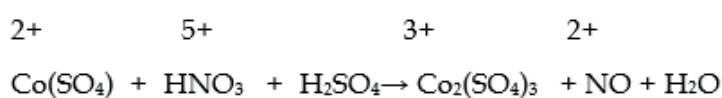


- Multiplicar por los coeficientes de cada ion

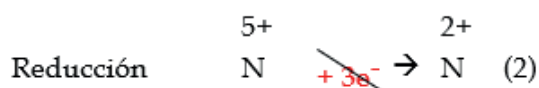
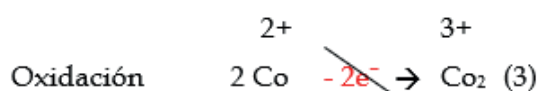


4. Sulfato cobaltoso + ácido nítrico + ácido sulfúrico produce sulfato cobáltico + monóxido de nitrógeno + agua

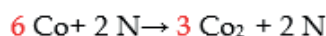
- Plantear las semirreacciones



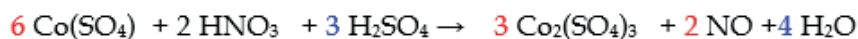
- Determinar los electrones ganados y perdidos



- Multiplicar por los coeficientes de cada ion

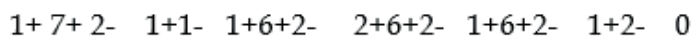


- Igualar siguiendo: metales, no metales, hidrógenos y al final los oxígenos.

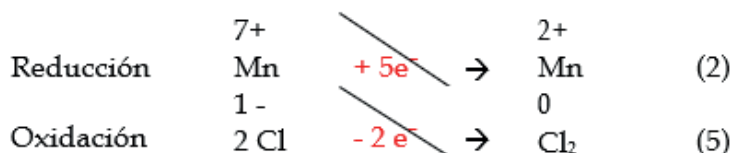


5. Permanganato de potasio + cloruro de potasio + ácido sulfúrico produce sulfato manganoso + sulfato de potasio + agua + cloro molecular

- Plantear las semirreacciones



- Determinar los electrones ganados y perdidos



- Multiplicar por los coeficientes de cada ion



- Igualar siguiendo: metales, no metales, hidrógenos y al final los oxígenos.



Ejercicios propuestos

1. Balancear e igualar las siguientes ecuaciones

- $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{MnO} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HClO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

- g. $\text{SO}_2\text{Cl}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} + \text{I}_2$
- h. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- j. $\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 + \text{HNO}_3$
- k. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- l. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- m. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- n. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- o. $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CO}$
- p. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- q. $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- r. $\text{PhCH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PhCOOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- s. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- t. $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{POCl}_3 + \text{HCl}$
- u. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
- v. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- w. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- x. $\text{PtCl}_4 \rightarrow \text{Pt} + \text{Cl}_2$
- y. Yoduro de potasio + Cloro molecular $\rightarrow$ cloruro de potasio + yodo molecular
- z. Hidróxido de aluminio + ácido sulfúrico $\rightarrow$ sulfato de aluminio + agua
- aa. Dicromato de potasio + ácido clorhídrico $\rightarrow$ cloruro de potasio + cloruro crómico + cloro molecular + agua
- ab. Monóxido de manganeso + óxido plúmbico + ácido nítrico $\rightarrow$ ácido permangánico + nitrato plumboso + agua
- ac. Yoduro crómico + hidróxido de potasio + yodato de potasio $\rightarrow$ cromato de potasio + yoduro de potasio + agua

2. Escribe una ecuación química balanceada de las siguientes reacciones:

- a. El carbonato de calcio sólido se calienta y se descompone en gas de óxido de calcio y dióxido de carbono sólidos.
- b. El butano gaseoso, C_4H_{10} , reacciona con el oxígeno diatómico gaseoso para producir dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua.
- c. Las soluciones acuosas de cloruro de magnesio e hidróxido de sodio reaccionan con la formación de hidróxido de magnesio sólido y cloruro de sodio acuoso.
- d. El vapor de agua reacciona con el sodio metálico para producir hidróxido de sodio sólido e hidrógeno gaseoso.
- e. El clorato de potasio sólido, $KClO_3$, se descompone para formar cloruro de potasio sólido y gas oxígeno diatómico.
- f. El aluminio metálico sólido reacciona con el yodo diatómico sólido para formar Al_2I_6 sólido.

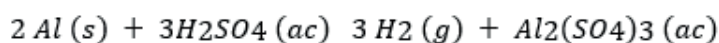
3. Complete las siguientes ecuaciones ácido-base con su respectiva igualación química:

- a. HCl gaseoso reacciona con $Ca(OH)_2$ sólido.
- b. Se agrega una solución de $Sr(OH)_2$ a una solución de HNO_3 .
- c. Se agrega una solución de $HClO_4$ a una solución de $LiOH$.
- d. El H_2SO_4 acuoso reacciona con $NaOH$.
- e. $Ba(OH)_2$ reacciona con gas HF .

9. Leyes ponderales de la química

La estequiometría permite determinar las proporciones cuantitativas de las moléculas y/o elementos que intervienen en una ecuación química balanceada. Las relaciones que se establecen son relaciones *molares* entre los compuestos y/o elementos que participan en la ecuación química: *siempre* en moles, *nunca* en gramos.

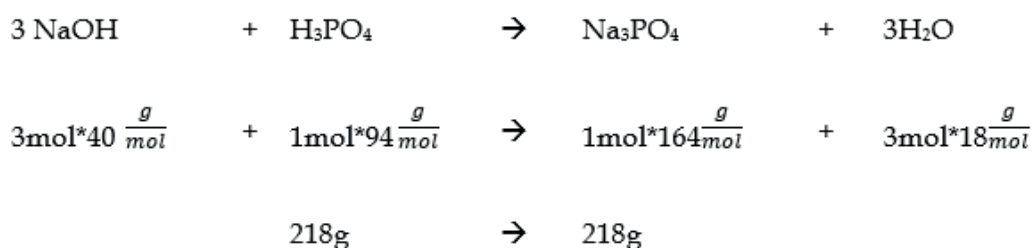
Las Leyes Ponderales, Gravimétricas o leyes de las combinaciones químicas, estudian la relación entre las reacciones químicas y la proporción de la masa y el volumen de los elementos y/o compuestos de las reacciones. Para usarlas y aplicarlas, se utilizan los cálculos estequiométricos, donde se relacionan los reactivos y los productos.



Al igualar una reacción química, los coeficientes: 2, 3, 3, representan el número de moles de cada compuesto que intervienen en la reacción y se los utiliza cuando se realizan los cálculos estequiométricos. En los ejercicios se utilizan las relaciones masa-masa, volumen-volumen, mol-mol, mol-masa, entre reactivos y productos (Chang y Goldsby, 2016).

Las leyes ponderales de la química son:

1. Ley de la conservación de la masa, ley de Lavoisier, 1787. Menciona “La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”, es decir, la masa que se tiene en los reactivos se va a obtener en los productos.



2. Ley de las proporciones definidas o composición constante, ley de Proust, 1799. Postula “cuando varias sustancias se unen para formar un compuesto, lo hacen siempre en un proporciones fijas y determinadas de masa”. Por esta razón, los compuestos químicos poseen subíndices con proporciones definidas de cada átomo.
3. Ley de las proporciones recíprocas o de los pesos de combinación, ley de Richter, 1792.

4. Ley de las proporciones múltiples, ley de Dalton, 1803
5. Ley de los volúmenes de combinación, ley de Gay-Lussac, 1808
6. Ley de Avogadro, 1811

Consecuencia de la Ley de Proust

La principal consecuencia de la Ley de Proust, también conocida como la ley que determina: la composición centesimal o composición porcentual.

La composición centesimal de un compuesto, son los porcentajes en masa de los elementos que forman el compuesto.

Para calcular la composición centesimal de un compuesto, se necesita:

- a. Conocer la fórmula del compuesto
- b. Conocer el peso atómico de los elementos
- c. Conocer el peso molecular del compuesto

Para calcular la composición centesimal o porcentual, se calcula el porcentaje de cada elemento, de acuerdo a la siguiente fórmula:

Dos o más elementos pueden combinarse en varias proporciones y formar diferentes compuestos.

Ejercicio 1: Calcular la composición centesimal del agua (H_2O)

Datos:

Fórmula del compuesto: H_2O

Pesos atómicos:

- o Hidrógeno (H): 1,01 g/mol
- o Oxígeno (O): 16,00 g/mol

Paso 1: Calcular la masa molar del compuesto (H_2O)

Masa molar de H_2O = (2 x masa atómica de H) + (1 x masa atómica de O)

Masa molar = (2 x 1,01 g/mol) + (1 x 16,00 g/mol)

Masa molar = 2,02 + 16,00 = 18,02 g/mol

Paso 2: Calcular el porcentaje de cada elemento

Porcentaje de Hidrógeno (%H):

- $\%H = (\text{Masa total de H en el compuesto} / \text{Masa molar del compuesto}) \times 100$
- $\%H = (2,02 \text{ g/mol} / 18,02 \text{ g/mol}) \times 100\%$
- $\%H = 11,21\%$

Porcentaje de Oxígeno (%O):

- $\%O = (\text{Masa total de O en el compuesto} / \text{Masa molar del compuesto}) \times 100$
- $\%O = (16,00 \text{ g/mol} / 18,02 \text{ g/mol}) \times 100\%$
- $\%O = 88,79\%$

El agua (H_2O) está compuesta por 11,21% de Hidrógeno y 88,79% de Oxígeno.

Ejercicio 2: Calcular la composición centesimal del ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Datos:

Fórmula del compuesto: H_2SO_4

Pesos atómicos:

- Hidrógeno (H): 1,01 g/mol
- Azufre (S): 32,06 g/mol
- Oxígeno (O): 16,00 g/mol

Paso 1: Calcular la masa molar del compuesto (H_2SO_4)

Masa molar de $\text{H}_2\text{SO}_4 = (2 \times \text{H}) + (1 \times \text{S}) + (4 \times \text{O})$

Masa molar = $(2 \times 1,01) + (1 \times 32,06) + (4 \times 16,00)$

Masa molar = $2,02 + 32,06 + 64,00 = 98,08 \text{ g/mol}$

Paso 2: Calcular el porcentaje de cada elemento

Porcentaje de Hidrógeno (%H):

- $\%H = (2,02 \text{ g/mol} / 98,08 \text{ g/mol}) \times 100\%$
- $\%H = 2,06\%$

Porcentaje de Azufre (%S):

- $\%S = (32,06 \text{ g/mol} / 98,08 \text{ g/mol}) \times 100\%$

- $\%S = 32,69\%$

Porcentaje de Oxígeno ($\%O$):

- $\%O = (64,00 \text{ g/mol} / 98,08 \text{ g/mol}) \times 100\%$
- $\%O = 65,25\%$

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) está compuesto por 2,06% de Hidrógeno, 32,69% de Azufre y 65,25% de Oxígeno.

Ley de las proporciones recíprocas o de los pesos de combinación, Ley de Richter, 1792

La Ley de Richter dice:

“Las masas o pesos de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, mantienen la misma relación de masas o pesos, cuando se combinan entre sí, o con múltiplos o submúltiplos de esos pesos”

La Ley de Richter permite determinar el peso equivalente o peso equivalente – gramo de un elemento o compuesto, que es la cantidad de sustancia que contiene un mol de ese elemento y que reaccionará con una cantidad determinada de otra.

Ejercicio 1: Determinación de la relación de masas entre azufre y calcio

Se sabe que 2 gramos de azufre (S) se combinan con 3 gramos de oxígeno (O) para formar dióxido de azufre (SO_2). Por otro lado, 4 gramos de calcio (Ca) se combinan con 3 gramos de oxígeno (O) para formar óxido de calcio (CaO).

Pregunta: ¿Cuál es la relación de masas en la que el calcio (Ca) se combina con el azufre (S) para formar sulfuro de calcio (CaS)?

Paso 1: Identificar las proporciones con el elemento de referencia (Oxígeno)

- Relación S:O = 2 g de S / 3 g de O
- Relación Ca:O = 4 g de Ca / 3 g de O

Ambas relaciones se basan en la misma cantidad de oxígeno (3 g). La ley de Richter afirma que la relación de masas entre el azufre y el calcio cuando se combinan entre sí debe ser la misma que la relación de sus masas al combinarse con el oxígeno.

Paso 2: Calcular la relación de masas S:Ca

- Relación S:Ca = (Masa de S / Masa de O) / (Masa de Ca / Masa de O)
- Relación S:Ca = (2 g S / 3 g O) / (4 g Ca / 3 g O)
- Simplificando la fracción: Relación S:Ca = 2 g S / 4 g Ca = 1/2

Esto significa que, para formar sulfuro de calcio (CaS), la relación de masas entre azufre y calcio es de 1 a 2. Por cada 1 gramo de azufre, se necesitan 2 gramos de calcio.

Verificación:

La masa molar del Ca es aproximadamente 40 g/mol y la del S es 32 g/mol. La relación teórica de sus masas molares es:

- Masa de S / Masa de Ca = 32 / 40 = 0.8
- Nuestra relación obtenida es S:Ca = 1:2. Si lo multiplicamos por 32, obtenemos 32:64, que es una proporción múltiplo del peso de combinación.

Ejercicio 2: Se sabe que 25 gramos de nitrógeno (N) se combinan con 1.5 gramos de hidrógeno (H) para formar amoníaco (NH₃). También, 3 gramos de oxígeno (O) se combinan con 1.5 gramos de hidrógeno (H) para formar agua (H₂O). ¿Cuántos gramos de nitrógeno (N) se combinarán con 100 gramos de oxígeno (O) para formar un óxido de nitrógeno?

Paso 1: Establecer la relación de masas con el elemento de referencia (Hidrógeno).

$$\text{Relación N:H} = 25 \text{ g de N} / 1,5 \text{ g de H}$$

$$\text{Relación O:H} = 3 \text{ g de O} / 1,5 \text{ g de H}$$

Paso 2: Calcular la relación de masas N:O

Según la Ley de Richter, la relación de masas en la que el nitrógeno se combina con el oxígeno debe ser la misma o un múltiplo de la relación de sus masas al combinarse con el hidrógeno.

$$\text{Relación N:O} = (\text{Masa de N} / \text{Masa de H}) / (\text{Masa de O} / \text{Masa de H})$$

$$\text{Relación N:O} = (25 \text{ g N} / 1,5 \text{ g H}) / (3 \text{ g O} / 1,5 \text{ g H})$$

$$\text{Simplificando la fracción: Relación N:O} = 25 \text{ g N} / 3 \text{ g O}$$

Paso 3: Usar la proporción para calcular la masa desconocida

Ahora, usamos la relación N:O (25:3) para determinar cuántos gramos de nitrógeno se combinan con 100 gramos de oxígeno.

$$(25 \text{ g de N}) / (3 \text{ g de O}) = (x \text{ g de N}) / (100 \text{ g de O})$$

$$x = (25 \text{ g de N} \times 100 \text{ g de O}) / 3 \text{ g de O}$$

$$x = 2500/3$$

$$x = 833,33 \text{ g de N}$$

Se necesitan 833.33 gramos de nitrógeno para combinarse con 100 gramos de oxígeno.

Ley de las Proporciones Múltiples, Ley de Dalton, 1803

La Ley de Dalton dice:

“Las cantidades de un elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento para formar distintos compuestos, están en la relación de números enteros sencillos”

Esta relación de números enteros y sencillos se expresa 1:2; 3:1; 2:3, etc. Para calcular esta relación, se lo hace de la siguiente manera, si tomamos como ejemplo la relación entre oxígeno y carbono para formar los dos óxidos:

Existen elementos que se combinaban entre sí en diferentes proporciones, formando compuestos distintos.

Ejercicio 1. El carbono se combina con el oxígeno para formar dos óxidos diferentes:

- Compuesto 1: Contiene 4,8 g de carbono y 6,4 g de oxígeno.
- Compuesto 2: Contiene 4,8 g de carbono y 12,8 g de oxígeno.

¿Se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples? Demuéstrelo.

Paso 1: Fijar la masa de uno de los elementos

En este caso, la masa del carbono ya está fija en 4,8 g para ambos compuestos.

Paso 2: Comparar las masas del otro elemento (Oxígeno)

Ahora, comparamos la masa de oxígeno en cada compuesto que se combina con la masa fija de carbono.

- Masa de oxígeno en el Compuesto 1 = 6,4 g
- Masa de oxígeno en el Compuesto 2 = 12,8 g

Paso 3: Establecer la relación de masas

La relación entre las masas de oxígeno es:

$$\frac{\text{Masa de oxígeno en Compuesto 1}}{\text{Masa de oxígeno en Compuesto 2}} = \frac{12,8g}{6,4g} = 2$$

La relación es 2:1. Como esta es una relación de números enteros sencillos, la Ley de Dalton se cumple. El Compuesto 1 es el monóxido de carbono (CO), y el Compuesto 2 es el dióxido de carbono (CO₂). Por cada átomo de carbono, el segundo compuesto tiene el doble de átomos de oxígeno que el primero.

Ejercicio 2. Se obtienen dos óxidos de cobre, analizados por separado:

- Óxido A: Contiene 2,54 g de cobre (Cu) y 0,32 g de oxígeno (O).
- Óxido B: Contiene 1,27 g de cobre (Cu) y 0,32 g de oxígeno (O).

¿Cuál es la relación de masas de cobre que se combinan con una masa fija de oxígeno?

Paso 1: Fijar la masa de uno de los elementos

La masa del oxígeno ya está fija en 0.32 g para ambos compuestos.

Paso 2: Comparar las masas del otro elemento (Cobre)

Comparamos las masas de cobre que se combinan con la masa fija de oxígeno.

- Masa de cobre en el Óxido A = 2,54 g
- Masa de cobre en el Óxido B = 1,27 g

Paso 3: Establecer la relación de masas

Calculamos la relación de las masas de cobre:

$$\frac{\text{Masa de cobre en Oxido A}}{\text{Masa de cobre en Oxido B}} = \frac{2,54g}{1,27g} = 2$$

La relación entre las masas de cobre es 2:1. Como esta es una relación de números enteros sencillos, la Ley de Dalton se cumple. El Óxido A es el óxido de cobre(I) (Cu_2O), y el Óxido B es el óxido de cobre (II) (CuO).

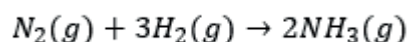
Ley de los Volúmenes de Combinación, Ley de Gay- Lussac, 1808

La ley de Gay-Lussac dice:

“Los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros y pequeños”

La ley no se aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos.

Ejercicio 1. La reacción para formar amoníaco (NH_3) a partir de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) es:



Si reaccionan 5 litros de nitrógeno (N_2), ¿qué volumen de hidrógeno (H_2) se necesita y qué volumen de amoníaco (NH_3) se produce?

- Paso 1: Identificar la relación de volúmenes de la ecuación balanceada

Según la estequiometría de la reacción, los coeficientes representan la relación de moles y, para gases, también la relación de volúmenes.

La relación es 1:3:2 para N_2 : H_2 : NH_3 .

Esto significa que 1 volumen de N_2 reacciona con 3 volúmenes de H_2 para producir 2 volúmenes de NH_3 .

- Paso 2: Calcular el volumen de hidrógeno (H_2)

Usamos la proporción 1:3 entre N_2 y H_2 .

$$\text{Volumen de } \text{H}_2 = (\text{volumen de } \text{N}_2) \times (3 / 1)$$

$$\text{Volumen de } \text{H}_2 = (5 \text{ L}) \times 3 = 15 \text{ L}$$

- Paso 3: Calcular el volumen de amoníaco (NH_3) producido

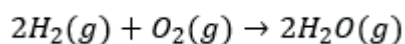
Usamos la proporción 1:2 entre N_2 y NH_3 .

$$\text{Volumen de } \text{NH}_3 = (\text{volumen de } \text{N}_2) \times (2 / 1)$$

$$\text{Volumen de } \text{NH}_3 = (5 \text{ L}) \times 2 = 10 \text{ L}$$

Se necesitan 15 L de hidrógeno y se producen 10 L de amoníaco.

Ejercicio 2. La reacción de formación de agua a partir de gas hidrógeno (H_2) y gas oxígeno (O_2) es:



Si se hacen reaccionar 40 litros de hidrógeno (H_2) con un exceso de oxígeno (O_2), ¿cuál es el volumen de oxígeno que se consume y el volumen de vapor de agua (H_2O) que se produce?

- Paso 1: Identificar la relación de volúmenes de la ecuación balanceada

Los coeficientes estequiométricos de la reacción son 2:1:2 para H_2 : O_2 : H_2O . Esto indica que 2 volúmenes de H_2 reaccionan con 1 volumen de O_2 para producir 2 volúmenes de H_2O .

- Paso 2: Calcular el volumen de oxígeno (O_2) consumido

Usamos la proporción 2:1 entre H_2 y O_2 .

$$\text{Volumen de } O_2 = (\text{volumen de } H_2) \times (1 / 2)$$

$$\text{Volumen de } O_2 = (40 \text{ L}) \times (1 / 2) = \mathbf{20 \text{ L}}$$

- Paso 3: Calcular el volumen de vapor de agua (H_2O) producido

Usamos la proporción 2:2 (o 1:1) entre H_2 y H_2O .

$$\text{Volumen de } H_2O = (\text{volumen de } H_2) \times (2 / 2)$$

$$\text{Volumen de } H_2O = (40 \text{ L}) \times 1 = \mathbf{40 \text{ L}}$$

Se consumen 20 L de oxígeno y se producen 40 L de vapor de agua.

Ley de Avogadro, 1811

La ley de Avogadro dice:

“Volúmenes iguales de distintos gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”

Ejercicio 1: Si 2 litros de oxígeno (O_2) a 25°C y 1 atm contienen 5.0×10^{22} moléculas, ¿cuántas moléculas hay en 2 litros de hidrógeno (H_2) a la misma temperatura y presión?

La Ley de Avogadro establece que, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo

número de moléculas. En este caso, ambos gases tienen el mismo volumen (2 litros) y están a las mismas condiciones de temperatura (25°C) y presión (1 atm).

Por lo tanto, el número de moléculas de hidrógeno (H_2) debe ser el mismo que el número de moléculas de oxígeno (O_2).

- Número de moléculas de H_2 = Número de moléculas de O_2
- Número de moléculas de H_2 = $5,0 \times 10^{22}$ moléculas

En 2 litros de hidrógeno (H_2) hay $5,0 \times 10^{22}$ moléculas.

Ejercicio 2: Un recipiente contiene 10 gramos de gas metano (CH_4) y ocupa un volumen de 12 litros. Si se añaden 5 gramos más de metano al recipiente, manteniendo la presión y la temperatura constantes, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (Masa molar del metano (CH_4) = 16 g/mol)

La Ley de Avogadro también puede expresarse matemáticamente como:

$$n_1 V_1 = n_2 V_2$$

Donde V es el volumen y n es el número de moles.

- **Paso 1: Calcular los moles iniciales (n_1)**
- *Moles iniciales (n_1) = masa inicial / masa molar*
- $n_1 = 10 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 0.625 \text{ mol}$
- **Paso 2: Calcular los moles finales (n_2)**
- *Moles totales = masa inicial + masa añadida*
- $\text{Moles totales} = 10 \text{ g} + 5 \text{ g} = 15 \text{ g}$
- $\text{Moles finales } (n_2) = 15 \text{ g} / 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,9375 \text{ mol}$
- **Paso 3: Calcular el nuevo volumen (V_2)**
- Usamos la fórmula de Avogadro para despejar V_2 :

$$V_2 = \frac{V_1 \times n_2}{n_1}$$

- $V_2 = \frac{12 \text{ L} \times 0,9375 \text{ mol}}{0,625 \text{ mol}}$
- $V_2 = \frac{11,25}{0,625} = 18 \text{ L}$ El nuevo volumen del gas será de **18 litros**.

Ejercicios propuestos

1. En la reacción $S + O_2 \rightarrow SO_3$ reaccionan 2 gramos de S por cada 3 gramos de O_2 para dar 5 gramos de SO_3 . En base a ello, calcular los gramos de O_2 necesarios para reaccionar con 10 gramos de azufre.
2. Calcular la composición centesimal de los elementos constituyentes del arseniato doble de bario y potasio. ($K_2BaAs_2O_7$), los pesos atómicos son_ K=39; Ba=137; s=75; O=16
3. El amoniaco gaseoso reacciona con el oxígeno formando óxido de nitrógeno (IV) y agua. ¿Qué volumen de oxígeno se necesitará para reaccionar con 100 litros de amoniaco? Todos los gases están en C.N.
4. El oxígeno y el hierro reaccionan dando los compuestos distintos: FeO y Fe_2O_3 . Calcular el porcentaje de cada elemento en cada uno de los compuestos.
5. Si se tienen 50 litros de amoníaco en condiciones normales. ¿Cuántas moles se obtienen?
6. ¿Qué volumen de hidrógeno a $27^\circ C$ y 723 torr se puede preparar mediante la reacción de 8,88 g de galio con un exceso de ácido clorhídrico?
$$2Ga(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2GaCl_3(aq) + 3H_2(g)$$
7. I_2 se produce por la reacción de 0,4235 mol de $CuCl_2$ de acuerdo con la siguiente ecuación:
$$2CuCl_2 + 4KI \rightarrow 2CuI + 4KCl + I_2$$
 - (a) ¿Cuántas moléculas de I_2 se producen?
 - (b) ¿Qué masa de I_2 se produce?

10. Gases

El estado gaseoso es uno de los estados de agregación de la materia. Su principal característica es la separación de las moléculas debido a la energía cinética que las mantiene en constante movimiento, chocando unas contra otras por las fuerzas de repulsión tomando todo el espacio del volumen que lo conforman (Correa Maya, 2002).

Propiedades de los gases

Dentro de las propiedades que le caracterizan al estado gaseoso, podemos citar:

- Las moléculas se encuentran separadas una de otras mediante la fuerza de repulsión.
- No poseen forma definida, adoptan la forma del recipiente que lo contiene.
- Debido a los espacios intermoleculares, las moléculas difunden fácilmente.
- Los gases son compresibles a cierta presión.
- Poseen energía cinético molecular que les permite estar en constante movimiento

Factores que regulan el comportamiento de los gases

Presión (P)

La presión es la fuerza ejercida de la masa sobre la unidad de superficie. Se recomienda trabajar la presión en atmosferas, usar la equivalencia de la Tabla 6.

Temperatura (T)

La temperatura es una medida de la energía cinética de las moléculas y el estado térmico de un cuerpo. Mientras, más agitación molecular existe dentro de un cuerpo mayor será la energía cinética; por lo tanto, mayor el grado de temperatura. Se recomienda trabajar con la temperatura en K (Kelvin).

Volumen (V)

La masa cuando está en el espacio ocupa un volumen definido, en química las unidades más utilizadas para representar el volumen son los mililitros (ver la tabla de conversiones Tabla 4).

Moles (n)

En Química se utiliza la cantidad de moles que ocupa la masa en un recipiente. Un mol es una cantidad igual al llamado número de Avogadro: 1 mol de moléculas = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Leyes de los gases

Ecuación de estado: La ley general de los gases ideales es una de las ecuaciones químicas más utilizadas donde se relaciona: la presión (atm), temperatura (K), moles y la constante de los gases ($0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{K} \cdot \text{mol})$). A partir de esta ecuación se define las demás leyes de los gases.

$$PV = nRT$$

Las condiciones normales¹ de un gas se definen a: 273K, 1 atm y 22,4 litros. Donde P es la presión, V volumen, n número de moles, R la constante de los gases $0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{K} \cdot \text{mol})$ y T temperatura.

Ley de Boyle: El volumen es inversamente proporcional a la presión, se mantiene constante la temperatura (sistema isotérmico) y el número de moles. Si la presión aumenta, el volumen disminuye.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Donde, $P_1 - P_2$ son presiones y $V_1 - V_2$ son volúmenes.

Ley de Charles: El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas, se mantiene constante la presión (sistema isobárico) y el número de moles. Si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Donde, $T_1 - T_2$ son temperaturas en K y $V_1 - V_2$ son volúmenes.

¹ La IUPAC recomienda actualmente el uso de 1 bar (100 kPa) como presión estándar $0,08314 \text{ L} \cdot \text{bar} / (\text{mol} \cdot \text{K})$

Ley de Gay-Lussac: La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura, se mantiene constante el volumen (sistema isocórico) y número de moles. Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Ley Combinada de los gases: En esta ley participan las tres leyes anteriores, manteniéndose únicamente constante la masa (n).

$$(P_1 * V_1)/T_1 = (P_2 * V_2)/T_2$$

Ley de Avogadro: El volumen es directamente proporcional a la cantidad de gas, se mantiene constante la presión y temperatura. Si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen.

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

Ley de Dalton: La presión total de una mezcla es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Donde, P_T es la presión total, P_1, P_2, P_3, P_n son presiones parciales.

Para determinar la presión parcial es necesario hallar su fracción molar (x_i)

$$x_i = n_i/n_T$$

$$P_i = x_i * P_T$$

Ley de Graham: Las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o masas molares.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{M_1}}{\sqrt{M_2}}$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_1}}{\sqrt{\delta_2}}$$

Donde v_1 y v_2 son velocidades de difusión, M_1 y M_2 son masas molares, δ_1 y δ_2 son densidades.

Ley de Amagat: El volumen total de una mezcla es igual a la suma de los volúmenes parciales que cada gas, si estuviera solo y a la presión y temperatura de la mezcla.

$$V_T = V_1 + V_2 + V_3 + \dots V_n$$

Ejercicios resueltos

1. Se está considerando el uso de metano, CH_4 , como combustible automotriz alternativo para reemplazar la gasolina. Un galón de gasolina podría sustituirse por 655 g de CH_4 . ¿Cuál es el volumen de tanto metano a 25°C y 745 torr?

Datos:

$$m = 655 \text{g}$$

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

$$T = 25^\circ \text{C} \rightarrow 298 \text{K}$$

$$P = 745 \text{ torr} \rightarrow 0.98 \text{ atm}$$

Primero hay que determinar el número de moles de metano

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{655 \text{g}}{\frac{16 \text{ g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 40.94 \text{mol}$$

Para calcular el volumen se usa la ecuación general de los gases

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{40.94 * \frac{0.082 \text{ L} * \text{atm}}{\text{K} * \text{mol}} * 298 \text{K}}{0.98 \text{ atm}}$$

$$V = 1020.83L$$

2. Cuando está lleno de aire, un tanque de buceo típico con un volumen de 13.2 L tiene una presión de 153 atm. Si la temperatura del agua es de 27 °C, ¿cuántos litros de aire proporcionará dicho tanque a los pulmones de un buzo a una profundidad de aproximadamente 70 pies en el océano, donde la presión es de 3,13 atm?

Datos:

$$P_1 = 153 \text{ atm}$$

$$V_1 = 13,2 \text{ L}$$

$$P_2 = 3,13 \text{ atm}$$

De acuerdo con los datos la ecuación que relaciona la presión y el volumen es la ley de Boyle.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{153 \text{ atm} * 13,2 \text{ L}}{3,13 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 645.24 \text{ L}$$

3. ¿Qué volumen de hidrógeno a 27 ° C y 723 torr se puede preparar mediante la reacción de 8,88 g de galio con un exceso de ácido clorhídrico? ($M_{\text{Ga}} = 69,7 \text{ g/mol}$)

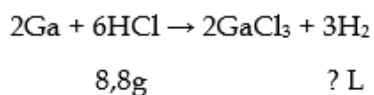
Datos:

$$T = 27^\circ\text{C} \rightarrow 300\text{K}$$

$$P = 723 \text{ torr} \rightarrow 0.95 \text{ atm}$$

$$m_{\text{galio}} = 8,88 \text{ g}$$

Primero, se debe determinar la reacción química.



Luego determinar las moles de hidrógeno

$$8,8 \text{ g Ga} * \frac{\text{mol Ga}}{59,7 \text{ g Ga}} * \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Ga}} = 0.2211 \text{ mol H}_2$$

Finalmente, se utiliza la ecuación general de los gases.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0.2211 \text{ mol} \frac{0,082 \text{ L} * \text{ atm}}{\text{K} * \text{ mol}} * 300 \text{ K}}{0.95 \text{ atm}}$$

$$V = 5.72 \text{ L}$$

4. Un gas desconocido se derrama 1,66 veces más rápido que el CO₂.
¿Cuál es la masa molar del gas desconocido? ¿Puedes hacer una suposición razonable sobre su identidad?

Datos:

$$v_1 = 1,66$$

$$v_{\text{desconocido}} = 1$$

$$M_1 = 44 \text{ g/mol}$$

La ecuación que relaciona la velocidad de difusión y la masa molar es la ley de Graham.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{M_1}}{\sqrt{M_2}}$$

$$M_2 = \left(\frac{\sqrt{M_1} * v_2}{v_1} \right)^2$$

$$M_2 = \left(\frac{\sqrt{44} * 1}{1,66} \right)^2$$

$$M_2 = 15,97$$

5. Una mezcla de gas usada para anestesia contiene 2,83 moles de oxígeno, O_2 y 8,41 moles de óxido nitroso, N_2O . El total La presión de la mezcla es de 192 atm.

Datos:

$$n_{O_2} = 2,83 \text{ moles}$$

$$n_{N_2O} = 8,41 \text{ moles}$$

$$P_T = 192 \text{ atm}$$

- (a) ¿Cuáles son las fracciones molares de O_2 y N_2O ?

$$n_T = n_{O_2} + n_{N_2O}$$

$$n_T = 2,83 \text{ moles} + 8,41 \text{ moles}$$

$$n_T = 11,24 \text{ moles}$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T}$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T}$$

$$x_{O_2} = 0,252$$

$$x_{N_2O} = \frac{n_{N_2O}}{n_T}$$

$$x_{N_2O} = \frac{n_{O_2}}{n_T}$$

$$x_{N_2O} = 0,748$$

- (b) ¿Cuáles son las presiones parciales de O_2 y N_2O ?

$$P_{O_2} = x_{O_2} * P_T$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} * P_T$$

$$P_{O_2} = 48,34 \text{ atm}$$

$$P_{N_2O} = x_{N_2O} * P_T$$

$$P_{N_2O} = x_{O_2} * P_T$$

$$P_{N_2O} = 143,66 \text{ atm}$$

Ejercicios propuestos

1. El amoníaco es un importante fertilizante y químico industrial. Suponga que se fabrica un volumen de 683 mil millones de pies cúbicos de amoníaco gaseoso, medido a 25 ° C y 1 atm. ¿Qué volumen de H₂ (g), medido en las mismas condiciones, se requirió para preparar esta cantidad de amoníaco por reacción con N₂?
2. Cuantos litros ocupada 20 g de hidrógeno medidos en condiciones normales.
3. Si se recolectan 0,200 L de argón sobre agua a una temperatura de 26 ° C y una presión de 750 torr, ¿cuál es la presión parcial del argón?
4. Usando este procedimiento, se recoge una muestra de gas cloroformo que tiene una masa de 0,494 g en un matraz con un volumen de 129 cm³ a 99,6 ° C cuando la presión atmosférica es de 742,1 mm Hg. ¿Cuál es la masa molar aproximada del cloroformo?
5. Calcule la presión de vapor de una solución ideal que contiene 92,1 g de glicerina, C₃H₅(OH)₃ y 184,4 g de etanol, C₂H₅OH, a 40 ° C.
6. La presión de vapor del etanol puro es de 0,178 atm a 40 ° C. La glicerina es esencialmente no volátil a esta temperatura. Un recipiente de 10.0 L contiene 2.50 × 10⁻³ mol de H₂, 1,00 × 10⁻³ mol de He y 3,00 × 10⁻⁴ mol de Ne a 35 ° C.
 - a. (a) ¿Cuáles son las presiones parciales de cada uno de los gases?
 - b. (b) ¿Cuál es la presión total en atmósferas?

11. Estequiometría

La estequiometría estudia la relación de la masa, moles y volumen de los compuestos en la reacción química. En una ecuación química se produce la formación de nuevos enlaces, no existe pérdida de materia; es decir, la masa antes en los reactivos es la misma que en los productos.

Los coeficientes estequiométricos de igualación de la ecuación química proporcionan la relación en moles y moléculas, y entre reactivos/productos. Existen 3 tipos de estequiometría: masa- masa, masa- volumen, volumen- volumen (Benson y Domínguez, 1995).

Estequiometría masa- masa

Cuando el compuesto de la reacción química está en moles o masa y se desea hallar el valor estequiométrico de otro compuesto en las mismas unidades se utiliza los siguientes pasos:

Paso 1: Escribir la reacción química balanceada.

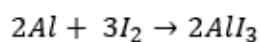
Paso 2: Convierta la cantidad de gramos conocida de reactivo a número de moles utilizando la masa molar.

Paso 3: Utilice la relación molar de la ecuación balanceada para calcular el número de moles de producto o de cualquier otra sustancia dentro de la ecuación.

Paso 4: Convierta las moles de producto en gramos usando la masa molar.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de I_2 se requieren para reaccionar con 30 g de Al de acuerdo con la siguiente ecuación?

Paso 1.



Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$30 \text{ g Al} * \frac{\text{mol Al}}{27 \text{ g Al}}$	$* \frac{3 \text{ mol } I_2}{2 \text{ mol Al}}$	$* \frac{\text{g } I_2}{\text{mol } I_2}$	$= 1,67 \text{ g } I_2$

Estequiometría masa-volumen

Cuando el compuesto de la reacción química está en moles o masa y se desea hallar el valor estequiométrico de otro compuesto en unidades de volumen se utiliza los siguientes pasos:

Paso 1: Escribir la reacción química balanceada.

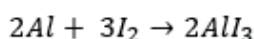
Paso 2: Convierta la cantidad de gramos conocida de reactivo a número de moles utilizando la masa molar.

Paso 3: Utilice la relación molar de la ecuación balanceada para calcular el número de moles de producto o de cualquier otra sustancia dentro de la ecuación.

Paso 4: Convierta las moles de producto en volumen; si el proceso indica que es a condiciones normales se puede utilizar la relación de $1\text{ mol} = 22,4\text{ L}$, pero si en el proceso se utiliza diferentes condiciones de presión y temperatura se utiliza la ecuación general de los gases $PV = nRT$.

Ejemplo 1: ¿Cuántos litros de I_2 se requieren para reaccionar con 30 g de Al a condiciones normales, de acuerdo con la siguiente ecuación?

Paso 1.

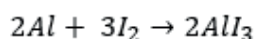


Paso 2	Paso 3	Paso 4
$30\text{ g Al} * \frac{\text{mol Al}}{27\text{ g Al}}$	$* \frac{3\text{ mol } I_2}{2\text{ mol Al}}$	$* \frac{22,4\text{ L } I_2}{\text{mol } I_2}$

$$= 37,7\text{ L } I_2$$

Ejemplo 2: ¿Cuántos litros de I_2 se requieren para reaccionar con 30 g de Al a 30°C y 4 atm, de acuerdo con la siguiente ecuación?

Paso 1.



Paso 2	Paso 3
$30\text{ g Al} * \frac{\text{mol Al}}{27\text{ g Al}}$	$* \frac{3\text{ mol } I_2}{2\text{ mol Al}}$

$$= 1,67\text{ mol } I_2$$

Paso 4.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1,67 \text{ mol} * \frac{0,082 \text{ L} * \text{atm}}{\text{K} * \text{mol}} * 303\text{K}}{4 \text{ atm}}$$

$$V = 10,35 \text{ L I}_2$$

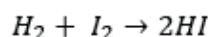
Estequiometría volumen- volumen

Cuando el compuesto de la reacción química está en unidades de volumen y se desea hallar el valor estequiométrico de otro compuesto en las mismas unidades se utilizan los siguientes pasos:

Paso 1: Escribir la reacción química balanceada.

Paso 2: Utilice la relación molar en litros de la ecuación balanceada para calcular el número de moles de producto o de cualquier otra sustancia dentro de la ecuación.

Ejemplo: ¿Cuántos litros de I_2 se requieren para obtener 50 L de HI a condiciones normales, de acuerdo con la siguiente ecuación?

Paso 1.**Paso 2**

$$30 \text{ L HI} * \frac{1 \text{ L I}_2}{2 \text{ L HI}} = 15 \text{ L I}_2$$

En resumen, la estequiometría es el proceso que parte de una reacción química usando relaciones matemáticas, se pueden estimar cantidades de reactivos y productos, de la reacción mencionada.

En otras palabras, es el estudio cuantitativo de reactivos utilizados y productos obtenidos en una ecuación química, misma que poseen las fórmulas condensadas de los compuestos químicos. En general se emplea el método de

factor molar, donde se aplica el número de moles que se emplea una vez igualada la reacción (Orozco et al., 2011).

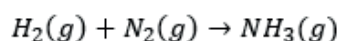
Método para resolver cálculos estequiométricos

- **Paso 1** Establecer la reacción química.
- **Paso 2** Igualar mediante el empleo de coeficientes estequiométricos.
- **Paso 3** Determinar los datos conocidos y desconocidos.
- **Paso 4** Determinar los pesos moleculares de los compuestos químicos empleados.
- **Paso 5** Determinar el número de moles de la sustancia conocida a partir de una masa o volumen conocido.
- **Paso 6** Establecer el balance de reacción para determinar el número de moles de la sustancia desconocida.
- **Paso 7** Obtener la masa o volumen de la sustancia desconocida.
- **Paso 8** De ser el caso que se empleen dos o más reactivos, se debe determinar el reactivo limitante y en exceso.

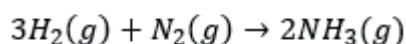
Ejemplo:

Para la síntesis de amoníaco que se emplea como fertilizante por su cantidad de nitrógeno contenida. Este compuesto se obtiene mediante la reacción entre hidrógeno y nitrógeno, reacción obtenida por el proceso de Haber-Bosh. Calcule los reactivos necesarios para obtener 1 kilogramo de amoníaco.

Paso 1: Escribir la ecuación de reacción química



Paso 2: Balancear la ecuación.



Paso 3: Determinar los datos conocidos y desconocidos

$3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$		
desconocido	desconocido	conocido

Paso 4: Determinar los pesos moleculares de los compuestos empleados

$$2H = 2 \times 1 = 2 \text{ g/mol}$$

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

$$NH_3 \quad (1 \times 14) + (3 \times 1) = 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de } NH_3$$

Paso 5, 6, 7

$$1 \text{ kg } NH_3 \times \frac{1000 \text{ g } NH_3}{1 \text{ kg } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} \times \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 823,52 \text{ g } N_2$$

$$1 \text{ kg } NH_3 \times \frac{1000 \text{ g } NH_3}{1 \text{ kg } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} \times \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 176,47 \text{ g } H_2$$

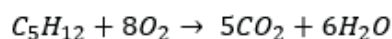
Nota: En el paso de comparación de moles se debe tener en cuenta las moles que tiene en la ecuación de igualación.

Estequiometría volumen- volumen

1. Calcule cuantos litros de aire a condiciones normales hacen falta para una combustión completa de 40g de pentano. El contenido del oxígeno en el aire es del 21% en volumen

Estequiometria masa- volumen

Paso 1.



40 g L

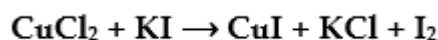
Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$40 \text{ g } C_5H_{12} \times \frac{\text{mol } C_5H_{12}}{72 \text{ g } C_5H_{12}}$	$\times \frac{8 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_5H_{12}}$	$\times \frac{22,4 \text{ L } O_2}{\text{mol } O_2}$	$= 99,55 \text{ L } O_2$

Pero el oxígeno solo es el 21% del aire; por lo tanto:

volumen	porcentaje
99,55 L	21 %
x	100%

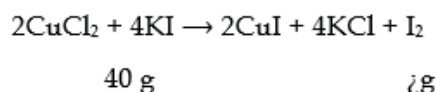
$$x = \frac{99,55 \text{ L} \times 100\%}{21\%} = 474,04 \text{ L}_{\text{aire}}$$

2. Cuantos gramos de I_2 se produce por la reacción de 40g de $CuCl_2$ de acuerdo con la siguiente ecuación:



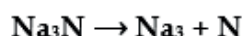
Estequiometría masa- masa

Paso 1.



Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$40 \text{ g } CuCl_2 * \frac{mol \text{ } CuCl_2}{134,5 \text{ g } CuCl_2}$	$* \frac{1 \text{ mol } I_2}{2 \text{ mol } CuCl_2}$	$* \frac{254 \text{ g } I_2}{mol \text{ } I_2}$	$= 37,8 \text{ g } I_2$

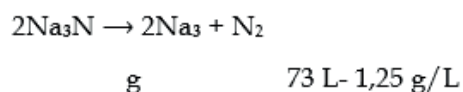
3. Las bolsas de aire de los automóviles se inflan cuando una muestra de nitruro de sodio, Na_3N , se descompone muy rápidamente.



¿Qué masa de nitruro de sodio se requiere para producir 73 L de gas nitrógeno con una densidad de 1,25 g/L?

Estequiometría masa- volumen

Paso 1.



Antes de realizar el paso 2, es necesario determinar la cantidad en gramos del gas de nitrógeno.

$$m = \delta * V$$

$$m = \frac{1,25 \text{ g}}{L} * 73 \text{ L}$$

$$m = 91,25 \text{ g}$$

Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$91,25 \text{ g } N_2 * \frac{mol \text{ } N_2}{28 \text{ g } N_2}$	$* \frac{2 \text{ mol } Na_3N}{3 \text{ mol } N_2}$	$* \frac{82,98 \text{ g } Na_3N}{1 \text{ mol } Na_3N}$	$= 180,28 \text{ g } NaN_3$

4. Se queman 10 g de CH₄. Calcula la presión del dióxido de carbono generado si ocupa un volumen de 5 L a la temperatura de 25 °C. ¿Qué masa de agua se produce?

Datos:

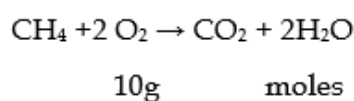
$$m = 10 \text{ g de CH}_4$$

$$V = 5 \text{ L}$$

$$T = 25^\circ\text{C} \rightarrow 298 \text{ K}$$

Estequiometría masa- masa

Paso 1.



Paso 2	Paso 3	
$10 \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4}$	$* \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$	= 0,625 mol CO ₂

Para hallar la presión se utiliza la ecuación general de los gases.

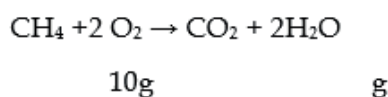
$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{0,625 \text{ mol} * \frac{0,082 \text{ L} * \text{atm}}{\text{K} * \text{mol}} * 298 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

$$P = 3,05 \text{ atm CO}_2$$

Para calcular la masa de agua, se determina utilizando estequiometría masa-masa.



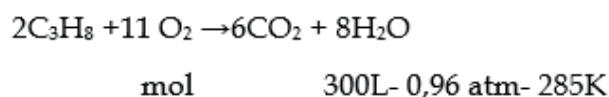
Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$10 \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4}$	$* \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}$	$* \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}}$	= 22,5 g H ₂ O

5. Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285K. Calcular:

a. Número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción.

Estequiometria masa- masa

Paso 1.



Se determina las moles de CO₂ utilizando la ley general de los gases

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,96 \text{ atm} * 300\text{L}}{\frac{0,082 \text{ L} * \text{atm}}{\text{K} * \text{mol}} * 285\text{K}}$$

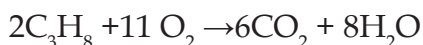
$$n = 12,32 \text{ mol CO}_2$$

Paso 2	Paso 3	
12,32 mol CO ₂	* $\frac{2 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{6 \text{ mol CO}_2}$	= 4,11 mol C ₃ H ₈

b. Volumen de oxígeno necesario a condiciones normales.

Estequiometría masa- volumen

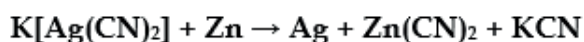
Paso 1.



mol L

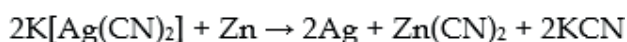
Paso 2	Paso 3	Paso 4	
30 mol C ₃ H ₈	* $\frac{11 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_3\text{H}_8}$	* $\frac{22,4 \text{ L O}_2}{\text{mol O}_2}$	= 3696 L O ₂

6. La plata a menudo se extrae de los minerales como $K[Ag(CN)_2]$ y luego se recupera mediante la reacción.



- a. ¿Cuántas moléculas de $Zn(CN)_2$ se producen por la reacción de 35,27 g de $K[Ag(CN)_2]$?

Paso 1.



35,27 g

moléculas

Paso 2	Paso 3	Paso 4
$35,27 \text{ g } K[Ag(CN)_2] \cdot \frac{\text{mol } K[Ag(CN)_2]}{134,5 \text{ g } K[Ag(CN)_2]}$	$\cdot \frac{1 \text{ mol } Zn(CN)_2}{2 \text{ mol } K[Ag(CN)_2]}$	$\cdot \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } Zn(CN)_2}$
$= 7,88 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } Zn(CN)_2$		

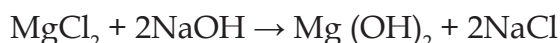
- b. ¿Qué masa de $Zn(CN)_2$ se produce?

Paso 2	Paso 3	Paso 4
$35,27 \text{ g } K[Ag(CN)_2] \cdot \frac{\text{mol } K[Ag(CN)_2]}{134,5 \text{ g } K[Ag(CN)_2]}$	$\cdot \frac{1 \text{ mol } Zn(CN)_2}{2 \text{ mol } K[Ag(CN)_2]}$	$\cdot 91,4 \frac{\text{g } Zn(CN)_2}{1 \text{ mol } Zn(CN)_2}$
$= 11,98 \text{ g } Zn(CN)_2$		

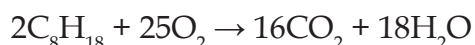
Ejercicios propuestos

1. Escriba la ecuación balanceada y determine la estequiometría de cada uno de los literales:
 - a. El número de moles y la masa de cloro, Cl_2 , necesarios para reaccionar con 10.0 g de sodio metálico, Na, para producir cloruro de sodio, NaCl.
 - b. El número de moles y la masa de oxígeno formada por la descomposición de 1.252 g de óxido de mercurio (II).
 - c. El número de moles y la masa de nitrato de sodio, $NaNO_3$, necesarios para producir 128 g de oxígeno ($NaNO_2$ es el otro producto).

- d. El número de moles y la masa de dióxido de carbono formada por la combustión de 20.0 kg de carbono en un exceso de oxígeno.
- 2. Escriba la ecuación balanceada, y determine la estequiometría de cada uno de los literales:**
- a. El número de moles y la masa de Mg requerida para reaccionar con 5.00 g de HCl y producir MgCl_2 y H_2 .
- b. El número de moles y la masa de oxígeno formada por la descomposición de 1.252 g de óxido de plata.
- c. El número de moles y la masa de carbonato de magnesio, MgCO_3 , necesarios para producir 283 g de dióxido de carbono. (MgO es el otro producto).
- d. El número de moles y la masa de agua formada por la combustión de 20.0 kg de acetileno, C_2H_2 , en un exceso de oxígeno.
- e. El número de moles y la masa de peróxido de bario, BaO_2 , necesarios para producir 2.500 kg de óxido de bario, BaO (el O_2 es el otro producto).
- 3. ¿Qué masa de hidróxido de sodio, NaOH , se necesitaría para producir 16 g de leche de magnesio [hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$] mediante la siguiente reacción?**



- 4. El NH_3 arde con el O_2 para dar NO y H_2O . Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 10 kg de amoníaco y el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido, medido en condiciones normales.**
- 5. ¿Qué masa de oxígeno gaseoso, O_2 , del aire se consume en la combustión de 702 g de octano, C_8H_{18} , uno de los principales componentes de la gasolina?**



Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando en una reacción química se colocan los reactivos en proporciones diferentes, uno de ellos se consume por completo mientras que otro está en exceso, es decir, se encuentran en cantidades no estequiométricas exactas (Ebbing y Gammon, 2009). Por lo tanto, hay que definir el reactivo limitante y el reactivo en exceso, mediante los siguientes pasos:

- Paso 1. Escribir la ecuación química balanceada.
- Paso 2. Determinar las moles de los dos reactivos.
- Paso 3. Comparar las moles de uno de ellos con el otro mediante la relación molar que proporciona la ecuación química.
- Paso 4. A partir del reactivo limitante se debe realizar el proceso estequiometría según sea el caso.

Pureza y rendimiento

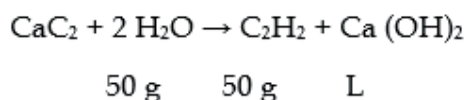
Pureza es el grado del reactivo que se utiliza en la reacción química, hay que tener en cuenta que en el laboratorio los compuestos no son 100% puros hay que tomar en cuenta la cantidad real de la sustancia pura se cuenta para los cálculos estequiométricos. Para determinar el porcentaje de pureza se utiliza la siguiente fórmula:

$$\%P = \frac{\text{masa o volumen real}}{\text{masa o volumen teórico}} * 100$$

La masa o volumen de rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener a partir de la reacción química. En la práctica, el rendimiento real, es decir, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico, debido a la pérdida de masa o volumen en la medida o la producción de otros productos en menor cantidad no previstos.

Ejercicios resueltos

1. El carburo cálcico (CaC_2) reacciona con el agua para dar acetileno e hidróxido cálcico. Calcule el volumen de acetileno, medido en condiciones normales, que se obtendrá cuando 50 g de CaC_2 reaccionan con 50 g de H_2O e indica la cantidad de reactivo, en gramos, que queda sin reaccionar.



Moles de los compuestos que interviene en la reacción.

$$50 \text{ g CaC}_2 * \frac{\text{mol CaC}_2}{52 \text{ g CaC}_2} = 0.893 \text{ mol CaC}_2$$

$$50 \text{ g H}_2\text{O} * \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2.778 \text{ mol H}_2\text{O}$$

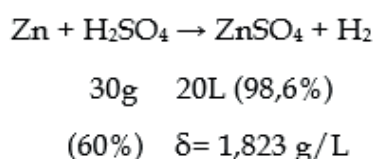
Comparar las moles de un reactivo con otro.

$$\text{mol CaC}_2 * \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaC}_2} = 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

El reactivo limitante sería; por lo tanto, a partir de este valor se debe realizar estequiometría masa- masa.

Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$10 \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4}$	$* \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{2 \text{ mol CH}_4}$	$* \frac{22,4 \text{ L C}_2\text{H}_2}{\text{mol C}_2\text{H}_2}$	$= 7 \text{ L C}_2\text{H}_2$

2. 30 g de un mineral que contiene 60% de Zn se hace reaccionar con 20 L de una disolución de ácido sulfúrico de 98,6% y densidad 1,823 g/L. Calcula:



H ₂ SO ₄	%
20 L	100
x	98,6

$$x = \frac{20L * 98,6}{100} = 19.72L$$

$$m = \delta * V$$

$$m = \frac{1,823 \text{ g}}{L} * 73 \text{ L}$$

$$m = 133.079g$$

Moles de los compuestos que interviene en la reacción.

$$50 \text{ g CaC}_2 * \frac{\text{mol CaC}_2}{52 \text{ g CaC}_2} = 0.96 \text{ mol CaC}_2$$

$$50 \text{ g H}_2\text{O} * \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2.778 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Comparar las moles de un reactivo con otro

$$\text{mol CaC}_2 * \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaC}_2} = 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

a. Los gramos de sulfato de zinc producidos.

Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$10 \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4}$	$* \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{2 \text{ mol ZnSO}_4}$	$* \frac{161.64 \text{ g ZnSO}_4}{\text{mol ZnSO}_4}$	$= 50.51 \text{ g ZnSO}_4$

b. El volumen de hidrógeno obtenido si las condiciones del laboratorio son 25°C y 740 mmHg.

Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$10 \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4}$	$* \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol CH}_4}$	$* \frac{22,4 \text{ L H}_2}{\text{mol H}_2}$	$= \text{L H}_2$

Paso 4.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{10 \text{ mol} \frac{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}}{4 \text{ atm}}$$

$$V = 62.115 \text{ L H}_2$$

Rendimiento

$$\%R = \frac{\text{Real}}{\text{Teórico}} \cdot 100$$

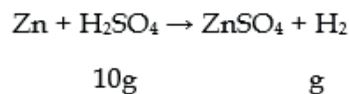
$$\%R = \frac{3.04 \text{ L}}{62.115 \text{ L}} \cdot 100$$

$$\%R = 4.89$$

b. La masa de sulfato de zinc en gramos formada de acuerdo con el rendimiento obtenido.

Estequiometría masa- volumen

Paso 1.



Paso 2	Paso 3	Paso 4	
$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{\text{mol Zn}}{\text{g Zn}}$	$\cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}}$	$\cdot \frac{254 \text{ g ZnSO}_4}{\text{mol ZnSO}_4}$	$= 2540 \text{ g ZnSO}_4$

$$\%R = \frac{\text{Real}}{\text{Teórico}} \cdot 100$$

$$\text{Real} = \frac{\%R}{\text{Teórico}} \cdot 100$$

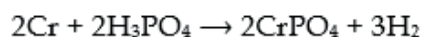
$$\text{Real} = 123.19 \text{ g}$$

Ejercicios propuestos

1. Para obtener óxido de estaño (IV) se han hecho reaccionar 8,32 g de estaño con 2,51 g de oxígeno. ¿Qué cantidad de óxido se ha obtenido?
2. Tras la reacción de 1,274 g de sulfato de cobre con un exceso de zinc metálico, se obtuvieron 0,392 g de cobre metálico de acuerdo con la ecuación:

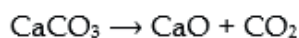


3. Se disuelven 224 cm³ de cloruro de hidrógeno en condiciones normales en un litro de agua. Se añaden a esta disolución 0,48 g de magnesio y se observa que se genera un gas.
 - a. Escribe la reacción química ajustada
 - b. Indica justificadamente si todo el magnesio se disolverá.
 - c. ¿Qué volumen ocupará el gas obtenido medido en condiciones normales?
4. Describa los pasos necesarios para determinar el reactivo limitante cuando reaccionan 0,50 g de Cr y 0,75 g de H₃PO₄ de acuerdo con la siguiente ecuación química.

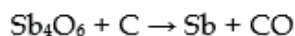


Determine el reactivo limitante.

5. Se obtuvo una muestra de 0,53 g de dióxido de carbono calentando 1,31 g de carbonato cálcico. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?

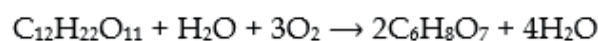


6. El antimonio se puede obtener del Sb₄O₆ haciéndolo reaccionar con el carbono, según la reacción:



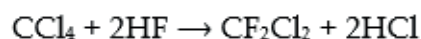
Si se utilizan 250 g de carbono y 300 g de Sb₄O₆, ¿cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál es la masa de Sb que se obtiene?

7. El ácido cítrico, C₆H₈O₇, un componente de mermeladas, jaleas y refrescos afrutados se prepara industrialmente mediante la fermentación de sacarosa. La ecuación que representa esta reacción es:



¿Qué masa de ácido cítrico se produce a partir de exactamente 1 tonelada métrica (1000 kg) de sacarosa si el rendimiento es del 92,30%?

8. En un recipiente se coloca 90 g de CH_4 y 200 g de O_2 al quemarse se produce CO_2 y H_2O . Indica cuál es el reactivo limitante y las cantidades, en gramos, que hay de cada una de las sustancias al final de la reacción.
9. El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad $1,16 \text{ g/cm}^3$ y 32% en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio. Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C , ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
10. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de una reacción que produce 12,5 g del CF_2Cl_2 a partir de 32,9 g de CCl_4 y un exceso de HF?



Fórmulas químicas

Una fórmula química indica la proporción de elementos que existen en una molécula; además, proporciona información de los enlaces que une a los átomos. Existen varios tipos de fórmulas:

- Fórmula molecular. Es la distribución espacial de los átomos de la molécula con sus respectivos enlaces.
- Fórmula semidesarrollada. Este tipo de fórmula muestra todos los átomos que forman una molécula covalente, excepto los enlaces carbono-hidrógeno.
- Fórmula desarrollada. Distribuye los átomos y enlaces dentro de un plano cartesiano, representando la totalidad de la distribución del compuesto.
- Fórmula estructural. Este tipo de fórmula indica la geometría espacial de la molécula, distancias, ángulos o el empleo de perspectivas en diagramas bi o tridimensionales.
- Fórmula de Lewis. Es una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

Fórmula molecular y empírica

Una fórmula molecular es una representación de una molécula que usa símbolos químicos para indicar los tipos de átomos seguidos de subíndices para mostrar el número de átomos de cada tipo en la molécula. (Un subíndice se usa solo cuando está presente más de un átomo de un tipo dado). Las fórmulas moleculares también se usan como abreviaturas para los nombres de compuestos.

La fórmula empírica muestra la mínima relación de números enteros de átomos presentes en un compuesto. Es la fórmula simplificada de un compuesto. Por el contrario, la molecular es la fórmula real, es decir, que dos compuestos pueden tener la misma fórmula empírica pero no la molecular. Aunque existe la excepción de los isómeros.

Para determinar la fórmula empírica de un compuesto se construye una tabla con los siguientes pasos:

1. Se define la cantidad de masa de cada uno de los átomos que conforma al compuesto.
2. Se determina los átomos- gramos de cada elemento. Al dividir la masa de cada átomo con su respectivo peso atómico.
3. Se escoge la menor cantidad de átomos- gramos y se divide para cada átomos- gramos del correspondiente elemento.
4. Se ajustan los valores al entero más cercano, o en su defecto se multiplica todos los valores por un número para que todos sean enteros

La relación entre la fórmula empírica y molecular se expresa como un coeficiente (k) entre el peso molecular de la fórmula molecular sobre la fórmula empírica.

$$k = \frac{\text{Peso molecular de la fórmula molecular}}{\text{Peso molecular de la fórmula empírica}}$$

Composición porcentual de los compuestos

La cantidad de cada elemento en un compuesto se expresa en porcentaje en base 100. En el caso de compuesto nuevos o recién sintetizados se realiza un análisis cualitativo que determina los elementos y el porcentaje de cada uno.

Ejercicios resueltos

1. Determine el porcentaje de nitrógeno en el compuesto $\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3$ hasta tres cifras significativas.

Primero se determina la masa molecular del $\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3$

$$M_{\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3} = M_{\text{Co}} + 6 * M_{\text{N}} + 18 * M_{\text{H}} + 3 * M_{\text{Cl}}$$

$$M_{\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3} = 59 + 6 * 14 + 18 * 1 + 3 * 35,5$$

$$M_{\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3} = 267,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Porcentaje de nitrógeno sería:

$$\%N = \frac{\text{masa molecular del nitrógeno}}{\text{masa molecular del compuesto}} * 100$$

$$\%N = \frac{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{267,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} * 100$$

$$\%N = 5,23\%$$

2. Un compuesto de carbono e hidrógeno contiene 92,3% de C y tiene una masa molar de 78,1 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Masa molar de la fórmula molecular

$$M_{\text{C}_x\text{H}_x} = \frac{78,1 \text{ g}}{\text{mol}}$$

Elemento	Masa	Peso atómico	Mol	Relación molar	Numero de átomos
C	92,3 g	$12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$\frac{92,3 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,7 \text{ mol}$	$\frac{7,7 \text{ mol}}{7,7 \text{ mol}} = 1$	1
H	7,7 g	$1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$\frac{7,7 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,7 \text{ mol}$	$\frac{7,7 \text{ mol}}{7,7 \text{ mol}} = 1$	1

Fórmula empírica



Masa molar de la fórmula empírica.

$$M_{CH} = 12 + 1$$

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

Constante

$$k = \frac{M_{C_xH_x}}{M_{CH}}$$

$$k = \frac{78,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$k = 6$$

El valor de 6 se debe multiplicar a los átomos de la fórmula empírica.



3. La nicotina, un alcaloide de la familia de las solanáceas que es el principal responsable de la naturaleza adictiva de los cigarrillos, contiene 74,02% de C, 8,710% de H y 17,27% de N. Si 40,57 g de nicotina contienen 0,2500 mol de nicotina, ¿cuál es la fórmula molecular?

Masa molar de la fórmula molecular

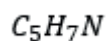
$$M_{C_xH_xN_x} = \frac{m}{n}$$

$$M_{C_xH_xN_x} = \frac{40,57 \text{ g}}{0,25 \text{ mol}}$$

$$M_{C_xH_xN_x} = 162,28 \text{ g/mol}$$

Elemento	Masa	Peso atómico	Mol	Relación molar	Numero de átomos
C	74,02 g	$12 \frac{g}{mol}$	$\frac{74,02 g}{12 \frac{g}{mol}}$ $= 6,163 mol$	$\frac{6,163 mol}{1,233 mol}$ $= 5$	5
H	8,710 g	$16 \frac{g}{mol}$	$\frac{8,710 g}{16 \frac{g}{mol}}$ $= 8,624 mol$	$\frac{8,624 mol}{1,233 mol}$ $= 7$	7
N	17,27 g	$14 \frac{g}{mol}$	$\frac{17,27 g}{14 \frac{g}{mol}}$ $= 1,233 mol$	$\frac{1,233 mol}{1,233 mol}$ $= 1$	1

Fórmula empírica



Masa molar de la fórmula empírica.

$$M_{C_5H_7N} = 12 * 5 + 7 * 1 + 14$$

$$M_{C_5H_7N} = 81 g/mol$$

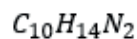
Constante

$$k = \frac{M_{C_xH_xN_x}}{M_{C_5H_7N}}$$

$$k = \frac{162,28 \frac{g}{mol}}{81 \frac{g}{mol}}$$

$$k = 2$$

El valor de 2 se debe multiplicar a los átomos de la fórmula empírica



4. La fermentación bacteriana del grano para producir etanol forma un gas con una composición porcentual de 27,29% C y 72,71% O. ¿Cuál es la fórmula empírica para este gas?

Elemento	Masa	Peso atómico	Mol	Relación molar	Numero de átomos
C	27,29 g	$12 \frac{g}{mol}$	$\frac{27,29 g}{12 \frac{g}{mol}}$ $= 2,272 mol$	$\frac{2,272 mol}{2,272 mol}$ $= 1$	1
O	72,71 g	$16 \frac{g}{mol}$	$\frac{72,71 g}{16 \frac{g}{mol}}$ $= 4,544 mol$	$\frac{4,544 mol}{2,272 mol}$ $= 2$	2



5. Una muestra del mineral hematita, un óxido de hierro que se encuentra en muchos minerales de hierro, contiene 34,97 g de hierro y 15,03 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de la hematita?

Elemento	Masa	Peso atómico	Mol	Relación molar	Numero de átomos
Fe	34,97 g	$55,9 \frac{g}{mol}$	$\frac{34,97 g}{55,9 \frac{g}{mol}}$ $= 0,6261 mol$	$\frac{0,6261 mol}{0,6261 mol}$ $= 1$	$1 * 2 = 2$
O	15,03 g	$16 \frac{g}{mol}$	$\frac{15,03 g}{16 \frac{g}{mol}}$ $= 0,9394 mol$	$\frac{0,9394 mol}{0,6261 mol}$ $= 1,5$	$1,5 * 2 = 3$



6. El sodio con 4,50g y el azufre de 7,80 g combinan para formar el compuesto de sulfuro de sodio. La composición centesimal del compuesto sería:

Masa molar de $Na_2S = (2 \times 22,99 \text{ g/mol}) + 32,07 \text{ g/mol}$

Masa molar de $Na_2S = 45,98 \text{ g/mol} + 32,07 \text{ g/mol}$

Masa molar de $Na_2S = 78,05 \text{ g/mol}$

Elemento	Masa	Peso atómico	Mol	Relación molar
Na	4,50 g	22,99 $\frac{g}{mol}$	$\frac{4,50 g}{22,99 \frac{g}{mol}}$ = 0,1957 mol	2
S	7,80 g	32,06 $\frac{g}{mol}$	$\frac{7,80 g}{32,06 \frac{g}{mol}}$ = 0,2433 mol	1

Masa de Na: 4,50 g

Masa de S que reacciona: $0,1957 \text{ mol Na} \times \frac{1 \text{ mol S}}{2 \text{ mol Na}} \times 32,07 \text{ g/mol S} = 3,137 \text{ g de S}$

Masa total = 4,50 g Na + 3,137 g S = 7,637 g

Cálculo centesimal

Porcentaje de Na:

$$\% Na = \frac{\text{Masa de Na}}{\text{Masa total del compuesto}} \times 100\%$$

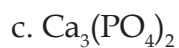
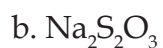
$$\% Na = \frac{4,50 g}{7,637 g} \times 100\% = 58,92\%$$

Porcentaje de S:

$$\% S = \frac{3,137 g}{7,637 g} \times 100\% = 41,08\%$$

Ejercicios propuestos

1. Calcule la composición porcentual de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos:



2. **Determine las fórmulas empíricas de las siguientes composiciones porcentuales:**
 - a. 15,8% de carbono y 84,2% de azufre
 - b. 40,0% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno
 - c. 43,6% de fósforo y 56,4% oxígeno
 - d. 28,7% de potasio, 1,5% de hidrógeno, 22,8% de fósforo, y 47% oxígeno
3. **Los polímeros son moléculas grandes compuestas por unidades repetidas de carbono e hidrógeno. Por tanto, suelen tener fórmulas empíricas relativamente sencillas. Calcule las fórmulas empíricas de los siguientes polímeros:**
 - a. 59,9% C, 8,06% H, 32,0% O
 - b. 24,8% C, 2,0% H, 73,1% Cl
 - c. 86% C, 14% H
 - d. 92,3% C, 7,7% H
 - e. 67,9% C, 5,70% H, 26,4% N
4. **El dicloroetano, un compuesto que se usa a menudo para la limpieza en seco, contiene carbono, hidrógeno y cloro. Tiene una masa molar de 99 g/mol. El análisis de una muestra que contiene 24,3% de carbono y 4,1% de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula molecular?**
5. **Determinar la fórmula empírica de un compuesto que tiene 32,4 % de sodio, 22,6 % de azufre y 45,1% de oxígeno.**
6. **¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto con una composición porcentual de 49,47% C, 5,201% H, 28,84% N y 16,48% O, y una masa molecular de 194,2 uma?**
7. **Un importante fabricante de tintes textiles desarrolló un nuevo tinte amarillo. El tinte tiene una composición porcentual de 75,95% C, 17,72% N y 6,33% H en masa con una masa molar de aproximadamente 240 g/mol. Determina la fórmula molecular del tinte.**
8. **Un compuesto contiene 85,63% de C y 14,37 % de H. El compuesto es un gas que en condiciones normales tiene una densidad de 1,258 g/L. Hallar la fórmula empírica, molecular y el peso del compuesto.**
9. **Determinar la fórmula empírica y molecular del amianto crisotilo. El crisotilo tiene la siguiente composición porcentual: 28,03% de Mg,**

21,60% de Si, 1,16% de H y 49,21% de O. La masa molar del crisotilo es de 520,8 g/mol.

10. Encontrar la composición centesimal de cada elemento que conforma el compuesto $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

12. Soluciones - disoluciones

Las soluciones son mezclas homogéneas formadas por sustancias puras constituidas por el soluto y el solvente.

Soluto: Es la sustancia que siempre se disuelve, que interviene en menor cantidad en la solución

Solvente: Es la sustancia que disuelve al soluto, por lo que interviene en mayor cantidad en la solución. El solvente universal es el agua, por la capacidad para disolver la mayor cantidad de sustancias (soluto).

Se debe tener en cuenta que el soluto siempre se disuelve en el disolvente, y que estos dos pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso, entre otros. Por ejemplo: entre estado sólido y líquido para obtener una solución de café; el agua es el disolvente el soluto es el café en polvo o liofilizado (secado en frío), otra solución gas y líquido, un gas disuelto en agua puede ser de CO₂ en agua, mediante el burbujeo de nuestra respiración por un sorbete en un vaso de agua (Landau et al., 2014).

Por lo tanto, se puede concluir que: *soluto+solvente=solución (disolución)*

Adicional a los ejemplos mencionados, podemos tener diversas mezclas dependiendo el estado de la materia.

Tipos de soluciones		
Soluto	Solvente	Solución
Sólido	Sólido	Metales en estado natural (forma de óxido)
Sólido	Líquido	Azúcar en agua
Líquido	Sólido	Mercurio en plata
Líquido	Líquido	Soluciones de alcohol en agua
Gas	Gas	Aire (oxígeno y nitrógeno)
Gas	Líquido	Bebidas carbonatadas

Factores que afectan la solubilidad

La solubilidad real de un soluto en un solvente depende de sus propiedades, como también, se ve afectado principalmente por la presión y temperatura.

Propiedades del soluto y solvente:

Se debe tener en cuenta la frase empleada en química “lo semejante disuelve

a lo semejante”, que tiene sentido en la parte orgánica e inorgánica, lo orgánico disuelve a lo orgánico y lo inorgánico a lo inorgánico. De forma más específica, los compuestos iónicos se disuelven en disolventes polares, por otro lado, los compuestos covalentes se disuelven en disolventes no polares, mas, estas relaciones no siempre se cumplen, existen excepciones.

Temperatura: La solubilidad de un soluto es directamente proporcional al incremento de temperatura.

Presión: Con base en la ley de Henry, “la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas que esta sobre el líquido”.

Concentración de soluciones

En todos los estudios de investigación donde se cuantifican resultados, se debe tener en cuenta la concentración de la solución o, en otras palabras, la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de solvente. Una clasificación de las soluciones es en función de la saturación teniendo: saturada, insaturada y sobresaturada.

Solución saturada: se encuentra en equilibrio dinámico, donde cierta cantidad de soluto se queda en el fondo, aparentemente sin disolver, coexisten en cristalización y disolución al mismo tiempo.

Solución insaturada: se disuelve una pequeña cantidad de soluto, sin que esta llegue a la saturación.

Solución sobresaturada: la cantidad de soluto es superior a la de saturación, esta solución se logra con ayuda del factor temperatura, que ayuda a disolver mayor cantidad de soluto a temperatura ambiente.

Figura 19

Soluciones



La dimensión con la que se puede expresar la concentración puede ser en unidades físicas de masa o volumen.

a. Masa/masa

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

b. Masa/volumen

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

c. Volumen/volumen

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

Donde la masa se expresa en gramos y el volumen en centímetros cúbicos o en litros.

d. Partes por millón

$$ppm = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^6 = \frac{mg}{L}$$

También se puede expresar en unidades químicas de concentración:

a. Molaridad (M)

$$M = \frac{\frac{g}{gmol^{-1}} \text{ soluto}}{\frac{cc}{1000ccL^{-1}} \text{ solución}} = \frac{\text{moles de soluto}}{L \text{ solución}}$$

b. Molalidad (m)

$$m = \frac{\frac{g}{gmol^{-1}} \text{ soluto}}{\frac{g}{1000gKg^{-1}} \text{ solución}} = \frac{\text{moles de soluto}}{Kg \text{ solución}}$$

c. Normalidad (N)

$$N = \frac{\frac{g}{gEq^{-1}} \text{ soluto}}{\frac{cc}{1000ccL^{-1}} \text{ solución}} = \frac{Eq \text{ de soluto}}{L \text{ solución}}$$

d. Fracción molar (X)

- Fracción molar de soluto

$$X_S = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de solución}}$$

- Fracción molar de solvente

$$X_D = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de solución}}$$

Ejemplo:

Una solución de hidróxido de sodio (NaOH), contiene 12,86 g de NaOH y 75,68 g de H₂O. Hallar el porcentaje de cada componente de la solución.

$$\% \text{ NaOH} = \frac{12,86 \text{ g NaOH}}{12,86 \text{ g NaOH} + 75,68 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 14,52\% \frac{\text{g NaOH}}{\text{g solución}}$$

$$\% \text{ H}_2\text{O} = \frac{75,68 \text{ g H}_2\text{O}}{12,86 \text{ g NaOH} + 75,68 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 85,48\% \frac{\text{g H}_2\text{O}}{\text{g solución}}$$

Dilución de soluciones

Una dilución es cuando a una solución de una concentración conocida se añade más solvente. Por ejemplo, en un vaso de té helado, se añade hielos, cuando el hielo se empieza a derretir se va diluyendo la concentración del té.

La difusión comúnmente significa la preparación de soluciones de una concentración deseada. Por adición de solvente a cierta cantidad de una solución madre (solución de concentración conocida). Por ejemplo, los pesticidas comerciales con vendidas de forma concentrada para que se diluya en cierta cantidad de agua, y realizar su aplicación, según el fin de estos.

De acuerdo con la definición de molaridad, la cantidad de moles de soluto en una solución es igual al producto de la molaridad de la solución por su volumen en litros.

$$n = M \times V$$

Esta expresión puede ser expresada como una solución inicial antes de su dilución:

$$n_1 = M_1 \times V_1$$

Después de su dilución:

$$n_2 = M_2 \times V_2$$

Desde el proceso de dilución, no cambia la cantidad de soluto presente en la solución, $n_1 = n_2$, igualando las dos ecuaciones se tiene:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Esta relación se refiere a la ecuación de dilución, teniendo en cuenta que la molaridad está en unidad de mol sobre litro y el volumen en litros, pero se puede usar otras unidades de concentración y volumen. Por lo que la ecuación versátil y más conocida es:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Ejemplo:

Determine la concentración de disolución de una solución de 5M de nitrato de cobre que en 0,85 L a un volumen de 1,80 L.

Solución:

Los datos que nos da el enunciado corresponden a la solución madre (C_1 V_1), teniendo como resultado el volumen de la disolución V_2 , entonces debemos encontrar el valor de la concentración resultante de esa disolución.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$\frac{C_1 V_1}{V_2} = C_2$$

Reemplazando

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{0.850 \text{ L} \times 5.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1.8 \text{ L}} = 2.36 \text{ M}$$

Ejercicios resueltos

1. En una solución de cloruro de sodio (NaCl), se disuelven 20 gramos de sal en 80 gramos de agua. Calcula el porcentaje en masa de la solución.

Solución:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{m} = \frac{20 \text{ g de NaCl}}{20 + 80 \text{ g}} \times 100 = 20\%$$

El porcentaje en masa se calcula como la masa del soluto dividida por la masa total de la solución, multiplicada por 100.

2. Se mezclan 30 ml de alcohol etílico (C₂H₅OH) con 70 ml de agua. Calcula el porcentaje en volumen de alcohol en la solución.

Solución:

El porcentaje en volumen se calcula de manera similar al porcentaje en masa.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

$$\% \frac{V}{V} = \frac{30 \text{ ml de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{30 + 70 \text{ ml}} \times 100 = 30\%$$

3. Si se disuelven 25 gramos de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) en suficiente agua para obtener 500 ml de solución, ¿cuál es la concentración de la solución en g/L?

Solución:

La concentración en masa volumen se calcula dividiendo la masa del soluto por el volumen de la solución en litros.

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{V} = \frac{25 \text{ g}}{500 \text{ mL} \times \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}\right)} \times 100 = \frac{25}{0.5} = 50 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

4. Si una solución acuosa contiene 3 gramos de nitrato de plata (AgNO_3) disueltos en 1 litro de agua, ¿cuál es la concentración de nitrato de plata en partes por millón?

Solución:

Las partes por millón se calculan como la masa del soluto en gramos por litro de solución, multiplicada por 10^6 .

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de la solución (L)}} \times 10^6$$

$$\text{ppm} = \frac{3\text{g}}{1\text{L}} \times 10^6 = 3 \times 10^6 \text{ppm}$$

5. El alcohol isopropílico comercial se vende normalmente como una solución acuosa al 70% en volumen. Si la densidad del isopropanol es de 0.785 g/mL. ¿Cuántos gramos de alcohol isopropílico hay en una botella de 355 ml de producto comercial?

$$\begin{aligned} 355 \text{ mL solución} & \left(\frac{70 \text{ mL alcohol isopropilico}}{100 \text{ mL de solución}} \right) \left(\frac{0.785 \text{ g de alcohol isopropilico}}{1 \text{ mL alcohol isopropilico}} \right) \\ & = 195 \text{ g de alcohol isopropilico} \end{aligned}$$

Ejercicios propuestos

- Determine la concentración de la solución resultante de la dilución de una solución de metanol de 25 mL de 2.04M a una de 500 mL.
- Una botella de limpiador contiene 135 g de HCl y 775 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de HCl en este limpiador?
- El vino aproximadamente contiene el 12% en volumen de etanol. El etanol tiene como peso molecular 46,06 g/mol y su densidad es de 0,789 g/mL. ¿Cuántas moles de etanol están presentes en una botella de 750 mL de vino?
- Una muestra de agua residual industrial de 50 g se determinó que contiene 0,48 mg de mercurio. Expresa la concentración de mercurio de esta agua residual en unidades de ppm y ppb.

5. Como experimento de laboratorio se necesita una solución de 0,125 M de HNO_3 , ¿qué volumen se necesita de una solución madre de 0,250 L con una concentración de 1,88 M de HNO_3 ?
6. Determine la molaridad de las siguientes soluciones:
 - a. 0,444 mol de CoCl_2 en 0,654 L de solución
 - b. 98 g de ácido fosfórico en 1 L de solución
 - c. 2,76 kg de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 1.45 L de solución
7. ¿Qué volumen de una solución 0,33 M de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, puede ser diluido para preparar 25 mL de una solución con una concentración de 0,025 M?
8. ¿Qué masa de una solución al 4% de NaOH contiene 15 g de NaOH?
9. Encuentre la molaridad de 40% en masa de una solución acuosa de ácido sulfúrico la cual tienen una densidad de 1.3057 g/mL.
10. Determine la cantidad de reactivo necesaria para preparar una solución de 1M de ácido clorhídrico de 65% de pureza.

13. Fundamentos de Química en las Ciencias Biológicas

La bioquímica es una disciplina centrada en el conocimiento y en los principios del comportamiento de las sustancias o productos químicos que se encuentran formando parte de los procesos de la vida y de sus sistemas biológicos. Sin embargo, para enfrentar diversos problemas prácticos y químicos en las áreas de la industria, la medicina y la agricultura, se requieren nuevas herramientas. En este contexto, la biotecnología se define como el uso de metodologías y compuestos destinados a resolver problemas prácticos y biológicos, esto se logra utilizando procesos de transformación de material biológico de origen animal, vegetal, microbiano o viral en productos de utilidad y valor comercial, económico y social (Baño et al., 2007).

Estructura química y funciones de las biomoléculas

Se denominan biomoléculas a todas las moléculas que intervienen en procesos estructurales y funcionales de un organismo vivo, entre estas se encuentran polisacáridos (carbohidratos), lípidos, proteínas y ácidos nucleicos; o sus monómeros (monosacáridos, ácidos grasos, aminoácidos, nucleótidos). Cada macromolécula se encuentra formada de cadenas de monómeros, unidos mediante enlaces característicos de cada molécula (Micocci, 2018).

Carbohidratos

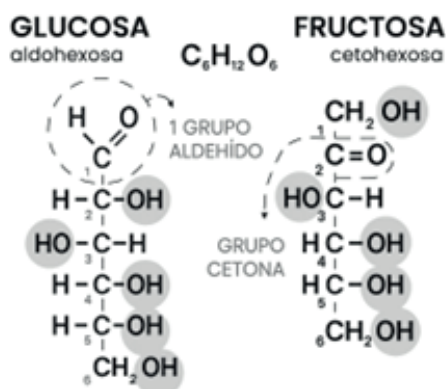
Los carbohidratos son uno de tres macronutrientes de la dieta del ser humano, se componen de carbono, hidrógenos y oxígeno (C, H, O) e incluyen otras moléculas importantes en la vida de los organismos como glucosa, que se encarga de la generación de energía metabólica. También es importante dentro de la biosfera, en donde la celulosa es parte esencial de la estructura de las plantas, siendo la molécula más abundante en el planeta. Por otro lado, se encuentra la sacarosa o azúcar de mesa, que es un disacárido producido por millones de toneladas al año (Holesh et al., 2023).

De forma general, los carbohidratos se pueden clasificar en tres categorías principales, que se caracterizan por el número de unidades de azúcar que forman: monosacáridos, oligosacáridos y polisacáridos. Están formados por cadenas carbonatadas de 3 a 12 carbonos y se nombran con la terminación -osa,

por ejemplo, si la molécula se compone de tres carbonos se denomina triosa. Por otro lado, si el primer carbón C_1 de la cadena carbonatada se une al grupo funcional aldehído (CHO), se denominan aldosas y si se unen al segundo carbón C_2 se denominan cetosas (Figura 20).

Figura 20

Estructura de la glucosa y fructosa.



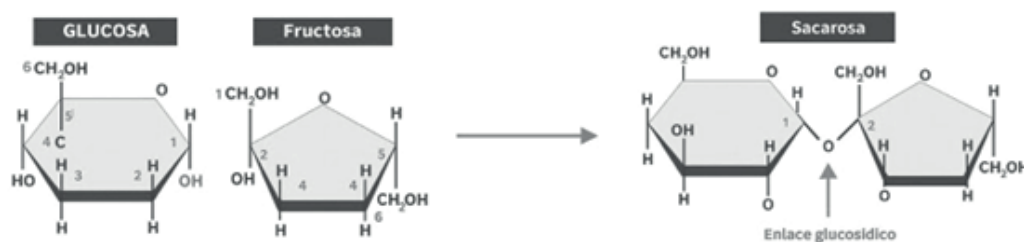
Nota. Tomado de Lorenzo Corchón (2014)

Monosacáridos

Se definen como sustancias cristalinas de sabor dulce y solubles en el agua; su nomenclatura se basa en la cantidad de átomos de carbono de su cadena principal y de la función que desempeñan. Su estructura química general es $C_6H_{12}O_6$, por ejemplo: glucosa, fructosa y sacarosa. Por otro lado, existen los azúcares compuestos que se conforman de dos monosacáridos, con una molécula de agua menos en su estructura ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y enlazados por el enlace glucosídico (Figura 21), por ejemplo: sacarosa, lactosa, maltosa.

Figura 21

Estructura de la sacarosa (disacárido).



Nota. Tomado de Voet et al. (2007)

Oligosacáridos

Están formados por una estructura química más completa, es decir, con la unión de tres a diez monosacáridos; por ejemplo, amilosa, celulosa, dextrina. Su digestión es lenta y se pueden encontrar en varios tipos de alimentos como: manzanas, arroz, cereales, brócoli, lentejas, entre otros.

Polisacáridos

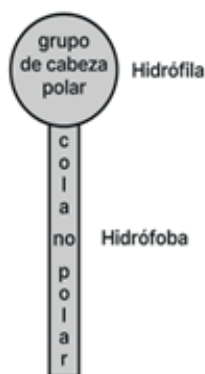
Son polímeros formados por largas cadenas de monosacáridos conectados por enlaces glucosídicos; dentro de sus funciones importantes son almacenar energía (almidón) o formar parte de los componentes estructurales como, por ejemplo, la celulosa o la quitina. Además, dentro de sus características, son insolubles y no tienen sabor dulce.

Lípidos

Los lípidos son un conjunto heterogéneo de moléculas orgánicas, que se encuentran en todos los organismos vivos y desempeñan un papel esencial en el mantenimiento de la vida misma; se caracterizan por ser no polares e hidrófobos (Figura 22), es decir, insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos apolares, por ejemplo, cloroformo, éter, etanol, entre otros.

Figura 22

Estructura general de los lípidos



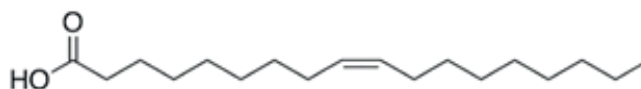
A diferencia de otras macromoléculas como los polisacáridos, los lípidos no son polímeros, más bien son considerados pequeñas moléculas que presentan tendencias a asociarse mediante enlaces no covalentes; e incluso algunos lípidos pueden poseer átomos de nitrógeno, fósforo y azufre. Se pueden clasificar basándose en su composición en: lípidos simples y compuestos (Tabla 36).

Tabla 36*Clasificación de los lípidos*

Lípidos simples	Lípidos compuestos
Ácidos grasos	Acilglicéridos
Terpenoides	Fosfoglicéridos
Carotenoides	Esfingolípidos
Esteroides	Ceras
Prostaglandinas	Estéridos

Los lípidos simples se caracterizan por su estructura molecular unitaria, es decir, solo incluyen esteres de ácidos grasos y una molécula de alcohol. En este grupo se incluyen los ácidos grasos o carboxílicos, con su fórmula general $R\text{-COOH}$, en donde R representa la cola de un hidrocarburo; esta cadena de carbonos varía entre 16 a 18 átomos de carbono y pueden ser saturados o insaturados, es decir, se presentan de uno a cuatro enlaces carbono-carbono.

Los ácidos grasos se pueden nombrar de acuerdo al tipo de hidrocarburo que poseen más la terminación -oico, por ejemplo, los ácidos grasos más abundantes son el ácido oleico (Figura 23) o ácido cis-9-octadecenoico, debido a sus 18 carbonos, la palabra “cis” indica el doble enlace entre carbonos, en este caso entre el carbono 9 y 10.

Figura 23*Ácido oleico*

Por otra parte, los lípidos compuestos presentan dos o más componentes diferenciados (Figura 24), de los cuales al menos uno debe poseer características de un lípido, son muy importantes en la estructura de las membranas y derivados del ácido fosfatídico.

Figura 24

Lípidos compuestos



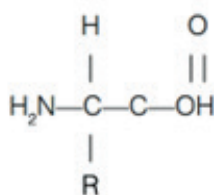
Nota. Tomado de Lorenzo Corchón (2014)

Proteínas

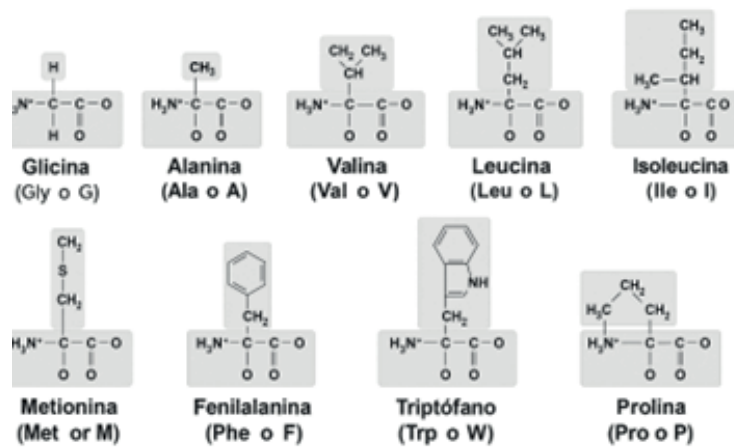
Las proteínas son macromoléculas complejas formadas por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y en algunos casos de fósforo. Se caracterizan por su alto peso molecular ya que están compuestas por alfa-aminoácidos y enlaces peptídicos, que varían entre 50 hasta 1000 aminoácidos (unidades básicas de las proteínas). La estructura básica de los aminoácidos se puede representar de la siguiente forma (Figura 25):

Figura 25

Fórmula general de los aminoácidos

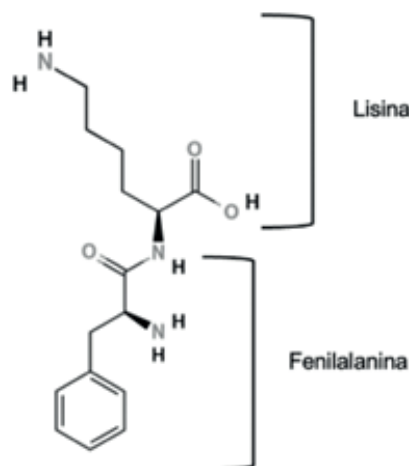


Los aminoácidos se pueden clasificar según la naturaleza de sus grupos R, formando hasta 22 tipos diferentes de aminoácidos que se asocian entre sí (Figura 26), para formar las proteínas presentes en la composición estructural de los seres vivos.

Figura 26*Ejemplos de aminoácidos y su nomenclatura**Nota.* Tomado de García (2017).

Se pueden nombrar de acuerdo con la interacción con el grupo carboxilo, es decir, el aminoácido que forma el enlace peptídico se nombra en primer lugar, con la terminación “il”, y después se incorpora al aminoácido que aporta su grupo amino. Además, se deben identificar los extremos de la cadena, siempre iniciando con el grupo NH_2 libre (N-terminal) y luego el grupo COOH libre (C-terminal).

Por ejemplo: Fenilalnil – lisina (Phe – Lys), Seril – treonina (Ser – Thr), Lisil – aspartil – glutamina (Lys – Asp – Gln).

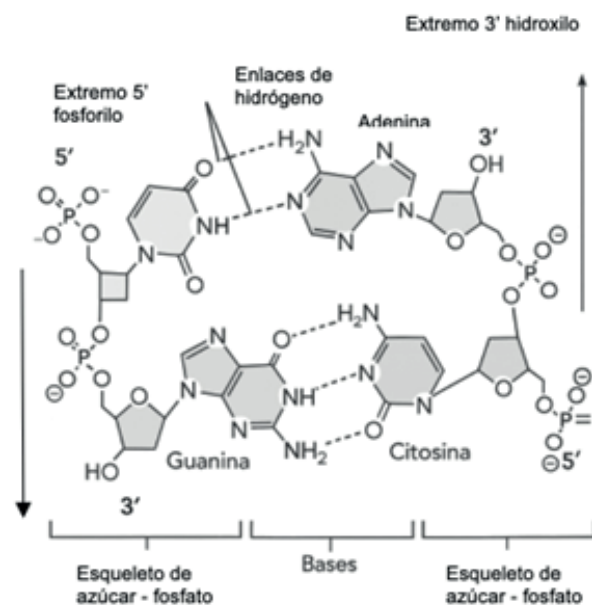
Figura 27*Estructura química del compuesto Fenilalnil – lisina*

Ácidos Nucleicos

Los ácidos nucleicos son macromoléculas que se formaron debido a la polimerización de nucleótidos y monómeros complejos, están formados por tres unidades fundamentales, una base nitrogenada, un azúcar y un grupo fosfato. Según el tipo de azúcar que compone al ácido nucleico, este puede ser desoxirribonucleico (ADN) y ribonucleico (ARN), el enlace fosfodiéster se encarga de unir al carbono 5' y 3' de los azúcares, por lo tanto, estas uniones dan un sentido direccional a la molécula, situando al extremo 5' a la izquierda y al 3' a la derecha (Figura 28).

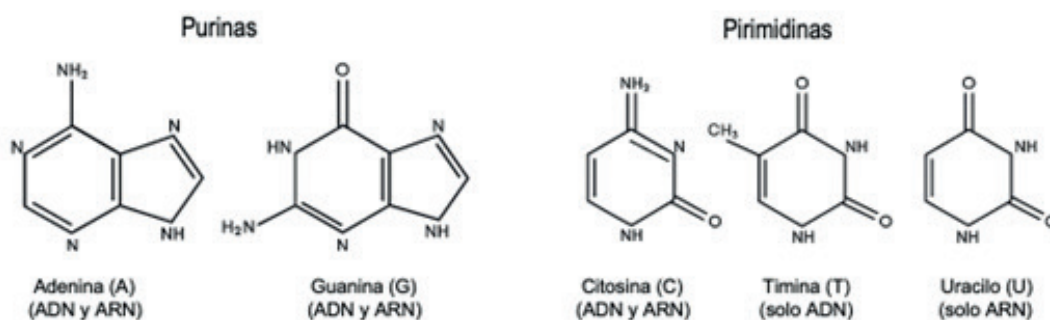
Figura 28

Estructura de los ácidos nucleicos en dirección 5' → 3'

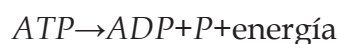


Nota. Tomado de Lakna (2017).

Los nucleótidos son monómeros complejos debido a su estructura confirmada por: fosfato inorgánico (O-P-O), pentosa (ribosa o desoxirribosa) y base nitrogenada (purina o pirimidina). Las bases púricas se derivan de las reacciones de sustitución de la purina y las principales son la adenina (A) y la guanina (G). Mientras que, las pirimidínicas se derivan de la pirimidina, entre estas encontramos a la citosina (C), timina (T) y Uracilo (U).

Figura 29*Purinas y pirimidinas*

Las funciones que desempeñan los nucleótidos van desde funciones estructurales hasta ser intermediarios metabólicos especializados en la transferencia de energía (ATP; Adenosina-tri-fosfato). Los enlaces covalentes que interfieren en el proceso de transferencia permiten generar la energía suficiente para cumplir las actividades metabólicas de la célula, mediante la siguiente reacción (Melo et al., 2007):



El ADP también puede captar energía química proveniente de una reacción de liberación de energía (exergónica), y utilizarla para formar enlaces químicos. Además, por reacciones de condensación entre el OH del ácido fosfórico y de la pentosa de otro nucleótido, estos se pueden polimerizar y formar otros ácidos nucleicos.

Ejercicios propuestos

1. Dibuje la estructura química de la galactosa y la glucosa en su forma cíclica y forme el disacárido correspondiente.
2. Explique, ¿por qué la celulosa y el almidón, aunque están formados por glucosa, tienen propiedades y funciones diferentes?
3. Escriba el nombre del tripéptido formado por glicina, alanina y valina en orden de secuencia, use la nomenclatura común, 3 letras y 1 letra.

4. **Dibuja la estructura lineal del ácido palmítico, ácido linoleico y ácido araquídico, indicando sus nombres sistemáticos IUPAC.**
5. **Dibuja un nucleótido y señala sus tres componentes principales**
6. **Explica, ¿por qué, la dirección $5' \rightarrow 3'$ es esencial en la síntesis de los ácidos nucleicos?**

14. Introducción de la química en la industria

La química es una de las ciencias que ha permitido el desarrollo de la sociedad, gran parte de los productos que hoy en día se utilizan o consumen se realizan a través de las diversas aplicaciones de la química industrial. Actualmente, la química sigue siendo una necesidad del ser humano para su desarrollo, calidad de vida y supervivencia. Existen dos tipos principales de productos químicos, los orgánicos e inorgánicos.

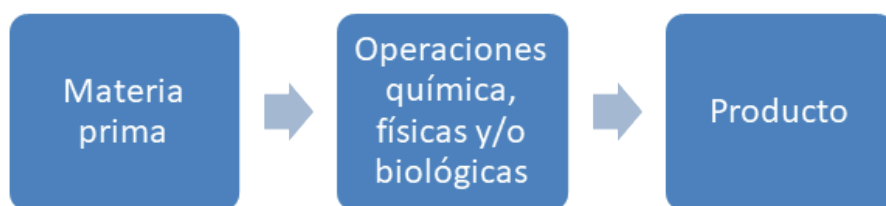
Los productos químicos orgánicos poseen la estructura básica de átomos de carbono, hidrógeno y otros elementos químicos; se encuentran en la naturaleza o pueden ser sintetizados artificialmente. Un ejemplo claro de este tipo de producto químico orgánico es el petróleo. Por otro lado, los productos químicos inorgánicos se producen principalmente de fuentes minerales, presentan mayormente enlaces iónicos y suelen tener reacciones químicas rápidas.

Principales procesos químicos industriales

Los procesos químicos están formados por varias operaciones tanto químicas, físicas y de carácter biológico (Figura 30), las cuales suceden de forma sistemática y cuyo resultado es la transformación de la materia prima en el producto deseado (Stellman et al., 1999). Durante el proceso químico, las sustancias sometidas a transformación pueden requerir dispositivos tecnológicos como reactores en donde se va a producir la reacción química de forma controlada; esto quiere decir que permite el control de varias variables, como la temperatura, presión y concentración del reactivo (Qian et al., 2015).

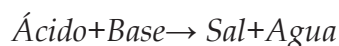
Figura 30

Componentes de un proceso químico



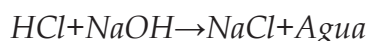
Neutralización

La reacción de neutralización se caracteriza por emplear una base para neutralizar las propiedades de un ácido; de acuerdo con la teoría de Arrhenius, este tipo de reacción se presenta entre los iones H^+ y OH^- característicos de este tipo de compuestos. Los productos finales de esta reacción siempre serán sal y agua, como se muestra a continuación:



Esta reacción química es ampliamente utilizada en la industria farmacéutica, de alimentos e incluso para el tratamiento de aguas residuales (Bermeo et al., 2017).

Ejemplo de Neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de sodio:

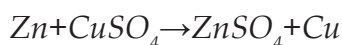


Oxidación – reducción

Las reacciones de oxidación – reducción o redox, se caracterizan por la transferencia de electrones entre los reactivos, es decir, habrá sustancias que cambiaran su número de oxidación. La pérdida de electrones se denomina oxidación, mientras que, la ganancia de electrones se conoce como reducción. Existen varios procesos químicos que son reacciones redox como, por ejemplo: la combustión, corrosión, la fotosíntesis, entre otros.

Ejemplo de redox:

Reacción del zinc con sulfato de cobre:

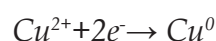


En esta reacción el sulfato (SO_4^{2-}) es un ion espectador, es decir, no cambia su estado de oxidación. Sin embargo, los metales sufren un cambio redox:

- Oxidación



- Reducción



La transferencia de electrones juega un papel esencial en múltiples procesos como los biológicos, especialmente en el metabolismo energético de los

organismos vivos (respiración celular), en este proceso la glucosa se oxida y el oxígeno se reduce, liberando energía (ATP). Por otra parte, es importante es la producción y almacenamiento de energía, este tipo de reacción es fundamental en las baterías y pilas, así como en las celdas de combustible y en procesos de electrolisis.

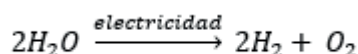
Además, las reacciones redox se utilizan dentro de la industria en procesos de extracción y purificación de metales, por ejemplo, la producción de la hematita (Fe_2O_3) partir de hierro y monóxido de carbono. La fabricación de productos químicos como cloro, hidróxido de sodio y aluminio también son algunas de las aplicaciones de este tipo de reacciones.

Electrólisis

La electrolisis es un proceso químico en el que se descomponen compuestos mediante el uso de corriente eléctrica. Se lleva a cabo en una celda electrolítica que contiene dos electrodos conectados a una fuente de energía, el polo negativo se conoce como cátodo y el polo positivo como ánodo; en los electrodos se producen la transferencia de electrones (Yan et al., 2020).

La electrolisis del agua a hidrógeno y oxígeno es una de las aplicaciones más comunes, la misma permite obtener metales como aluminio y sodio, además, produce sustancias como el cloro, hidróxido de sodio e hidrógeno como tipos de combustibles limpios. No obstante, se está estudiando la posibilidad de que este tipo de proceso químico también puede ser utilizado para convertir el dióxido de carbono en combustible líquido y en productos químicos de valor agregado.

Ejemplo: electrólisis del agua



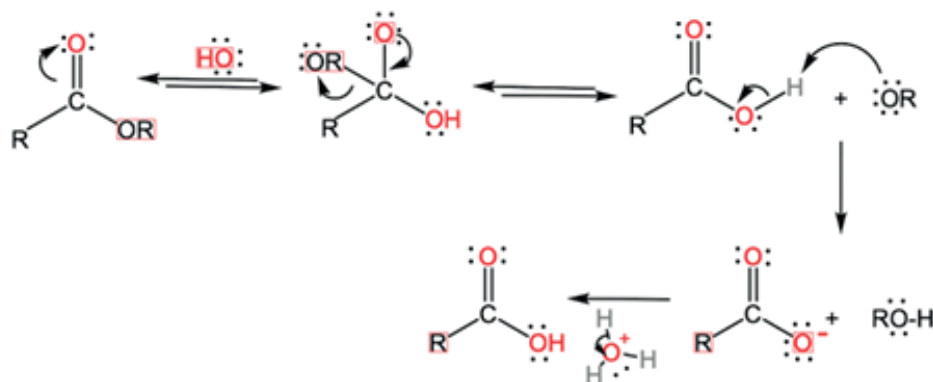
Saponificación

La saponificación es el proceso químico de transformación de una grasa de origen animal o vegetal para producir jabones; la molécula del jabón posee dos tipos de cargas, la cabeza posee una carga afín con el agua, mientras que la cola es lipofílica, es decir, es afín con las grasas. Es por ello que el jabón tiene características que permiten disminuir la tensión superficial y crear el efecto

de emulsificación (Regla et al., 2014). El mecanismo de reacción de la saponificación se puede presentar de forma simplificada de la siguiente manera:

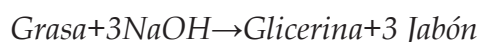
Figura 31

Reacción de la saponificación



En este tipo de reacción de saponificación interactúan triglicéridos (aceite o grasa) con una base fuerte, dando como productos de la reacción, la glicerina y el jabón (sales de ácidos grasos).

Ejemplo: Hidroxilo de sodio con estearato de glicerilo



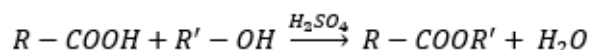
Actualmente, este tipo de proceso no solo ha contribuido significativamente a mejorar la calidad de vida del ser humano, sino que también ha desempeñado un papel fundamental en la sanitización y en la prevención de enfermedades. Los surfactantes como los jabones y los detergentes han evolucionado de manera notable, diversificándose y adaptándose a múltiples necesidades y aplicaciones. Hoy en día, se emplean en una amplia variedad de tareas cotidianas y procesos industriales, desde la limpieza y desinfección del hogar, pasando por la producción y manipulación de alimentos, hasta aplicaciones más complejas como la formulación de fármacos y la extracción de petróleo.

Esterificación

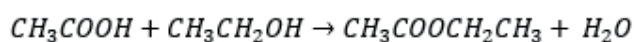
La esterificación es el proceso químico por el cual se sintetiza un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol, esta reacción generalmente esta catalizada por el ácido sulfúrico o incluso puede ser sustituido por el ácido clorhídrico.

drico concentrado. A este proceso también se lo conoce como esterificación de Fischer-Speier, y fue descrita en 1895 por primera vez. Los esteres producidos en esta reacción suelen tener características peculiares como el olor; muchos aromas naturales que producen las plantas suelen ser esteres y otros que son sintetizados en laboratorio producen olores artificiales (Romero, 2016).

La reacción general es:



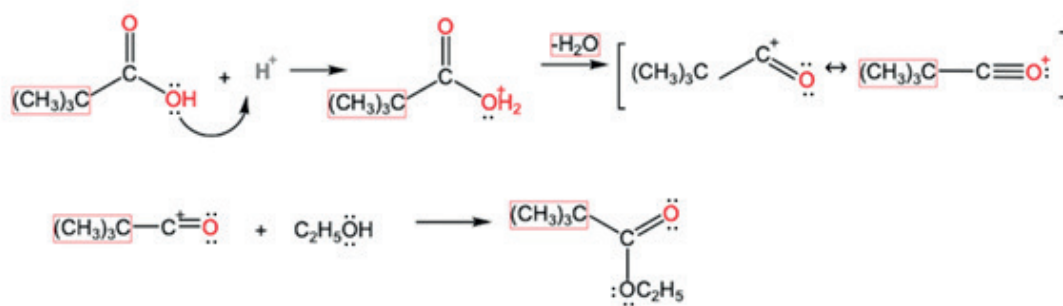
Ejemplo: Formación del acetato de etilo



El mecanismo de reacción de la esterificación se puede presentar de forma simplificada de la siguiente manera:

Figura 32

Reacción de esterificación



En la industria, los esteres son compuestos muy deseados debido a su variedad de aplicaciones, empezando con la industria de las fragancias y sabores, por lo que se emplean en perfumes, cosméticos y saborizantes artificiales; por ejemplo, el acetato de isoamilo con aroma a plátano y el butanoato de etilo con aroma a piña. Por otro lado, en la industria farmacéutica, se emplean como pro-fármacos, en especial para la fabricación de aspirina que se obtiene a partir de la esterificación del ácido salicílico con anhídrido acético. Además, en la industria alimentaria es de gran utilidad, debido a que la esterificación se emplea para obtener margarinas y aceites con propiedades específicas (Rincón, 2014).

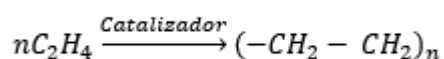
Polimerización

La polimerización es la reacción química por la cual los monómeros se enlazan para formar polímeros de alto peso molecular. Este proceso se puede llevar a cabo por adición o condensación; según el tipo de mecanismo que se utilice se pueden crear polímeros con distintas características estructurales y de composición (Cisneros Reyes, 2022).

Uno de los procesos químicos más utilizados en la industria del plástico es la polimerización por adición, este mecanismo consiste en transformar el monómero en una parte de polímero, y suele dividirse en tres etapas. Por otra parte, la polimerización en suspensión es uno de los principales métodos para la elaboración de polímeros a nivel industrial, esto debido a su eficiencia y porcentaje mínimo de pérdidas.

La polimerización en suspensión utiliza reactores, en donde se añaden los monómeros de forma controlada y el iniciador, en presencia de un gas como el hidrógeno. Finalizado el proceso de polimerización, se pasa al filtrado y secado.

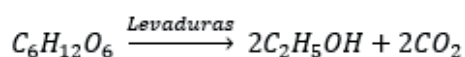
Ejemplo: Polimerización del etileno a polietileno.



Fermentación

La fermentación es el proceso bioquímico en el cual actúan los microorganismos como levaduras y bacterias; las mismas que transforman los azúcares en alcoholes o ácidos bajo condiciones controladas y anaeróbicas. Este proceso implica una serie de reacciones de oxidación - reducción donde el piruvato, derivado de la glucólisis, actúa como aceptor final de los electrones.

Ejemplo: Fermentación alcohólica de la glucosa.



Durante la fermentación, el sustrato da lugar a una mezcla de productos más oxidados y otros más reducidos; los sustratos ideales para este proceso son los carbohidratos. Sin embargo, las bacterias también pueden fermentar

ácidos orgánicos, aminoácidos, piridinas y pirimidinas (Carbonero Zalduegui, 1975).

Una de las principales características de la fermentación es la fosforilación a nivel de sustrato, como resultado de este proceso se genera un rendimiento energético bajo de 2 ATP por cada glucosa. En la química, la fermentación puede entenderse como la transformación molecular en donde se rompen y reorganizan los enlaces químicos y se libera energía en forma de ATP.

La fermentación alcohólica es una de las aplicaciones más empleadas en la industria, en este tipo de fermentación, el piruvato se descarboxila para liberar dióxido de carbono que luego se reduce a etanol; por otro lado, en la fermentación láctica, el piruvato se reduce directamente a un lactato. Estas reacciones muestran las diversas aplicaciones de este proceso químico, teniendo como consideración la transferencia de electrones, la liberación de energía y la estabilidad termodinámica (Stanbury et al., 2013).

La industria alimentaria es una de las principales industrias en utilizar la fermentación como mecanismo para la producción de una gran variedad de productos como la cerveza, el pan, el vino, yogurt, queso y bebidas fermentadas. No obstante, en la industria farmacéutica también la fermentación es esencial para la obtención de antibióticos, vitaminas y hormonas. Actualmente, la biotecnología industrial se está encargando de utilizar la fermentación dentro de la producción de biocombustibles como el etanol y el biogás, contribuyendo de forma sostenible con nuevas alternativas a los combustibles tradicionales.

Ejercicios propuestos

1. Explique con sus palabras, ¿Qué es la esterificación y mencione tres ejemplos de la vida cotidiana en donde se utilicen esteres?
2. Compare la esterificación con la saponificación: ¿en qué se parecen y en qué se diferencian sus productos finales?
3. Identifique el éster que se forma a partir de la relación entre:
 - Ácido acético y metanol
 - Ácido butanoico y etanol
 - Ácido salicílico y anhídrido acético

4. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas de las reacciones anteriores
5. Escriba la ecuación balanceada de la polimerización del etileno a polietileno
6. Mencione tres polímeros de uso común y su aplicación

15. Principios de la Química Verde

La química verde se ha convertido en un tema central e importante para el ser humano desde principios de la década de 1990. Desde entonces, ha alcanzado grandes avances en varias áreas, como la petroquímica, la farmacéutica, la agricultura, y en la mayor parte de industrias. Actualmente, existen miles de ejemplos de aplicaciones exitosas, rentables y/o económicamente competitivas; muchas de ellas han desempeñado un papel importante en la conformación del diseño sostenible (Arreche et al., 2015).

Esta nueva rama de la química se puede definir como una química que utiliza la materia prima de forma más eficiente, tratando de minimizar los residuos y evitar el uso de reactivos y solventes que contaminen cualquier tipo de ambiente, que sea peligroso para el mismo o para los organismos que habitan en él. De esta forma, surge la necesidad de desarrollar nuevas tecnologías con estas características, de manera que se mejoren las condiciones medioambientales (Pleissner y Kümmerer, 2018).

El primer enfoque de la química verde son los desechos, es decir, la materia o energía que surge de un proceso químico y no tiene ninguna aplicación. Los tratamientos de los desechos suelen consumir recursos y un esfuerzo extra, especialmente los desechos peligrosos, ya que se emplea un monitoreo y control constante. Por lo tanto, la química verde es una herramienta que permite el diseño de nuevos procesos químicos que permitan la producción de nuevos productos que se alineen a la filosofía de “residuo cero”, es decir, que todo lo que ingrese dentro del proceso químico sea parte del producto final. Anastas & Warner (1998) definieron los 12 principios de la Química Verde de la siguiente manera:

Prevención

La química verde abarca dos aspectos principales; en primer lugar, hace énfasis en la utilización eficiente de materias primas renovables y tecnologías que aporten la eliminación de residuos. En segundo lugar, aborda problemáticas de salud, seguridad y medio ambiente asociadas con procesos de fabricación, de uso y de eliminación o reutilización de productos químicos. Es por ello que prevenir la producción de desechos químico-tóxicos es mejor que buscar tratamientos que se encarguen de limpiar o eliminar este tipo de desechos ya generados.

Economía

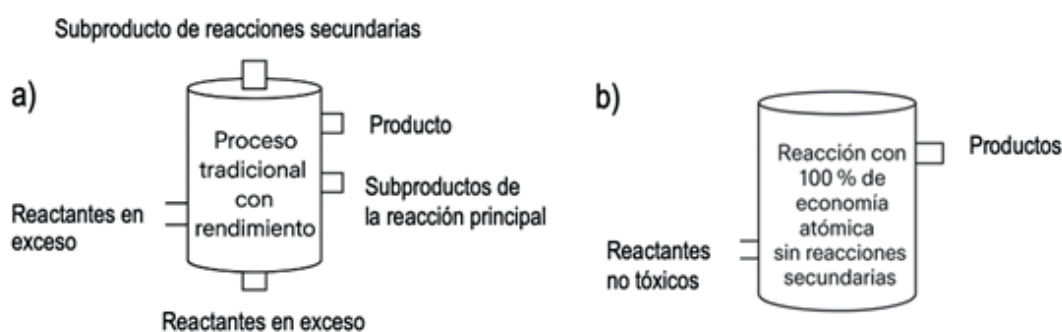
En términos económicos se puede señalar que la química verde es más rentable y menos costosa que la química tradicional, en este contexto surge la economía atómica, que se encarga de determinar de forma porcentual la fracción de material reactante que termina en el producto final. De esta forma, se hace énfasis en utilizar el mayor número de átomos del reactivo para minimizar la producción de desechos.

$$\% \text{ Economía atómica} = \frac{\text{peso molecular del producto deseado}}{\text{peso molecular de todos los reactantes}} \times 100$$

De forma general, los diferentes tipos de reacciones químicas conllevan la generación de desechos, es por ello que nace la necesidad de minimizar la cantidad de subproductos en los diferentes procesos químicos de la industria. En la Figura 33 se presenta un esquema del proceso tradicional y su comparación con el proceso ideal empleando economía atómica.

Figura 33

Comparativa: a) proceso químico tradicional; b) proceso químico ideal con economía atómica



Nota. Tomado de Carreño et al. (2022)

Síntesis de químicas menos peligrosas

El tercer principio se centra en la síntesis menos peligrosa; no basta con producir algo y luego contener el daño. Lo ideal es escoger reacciones y condiciones que usen y generen sustancias con menor toxicidad. Por ello, es neces-

rio evitar reactivos altamente corrosivos, cancerígenos o persistentes cuando exista una alternativa viable. Además, esta elección evita menos riesgos en la seguridad industrial, menos exposición del personal en planta y mayor estabilidad operativa.

Diseño de productos químicos más seguros

Un solvente, detergente, polímero o pesticida debe cumplir su función determinada, pero procurando minimizar su impacto sobre la salud del ser humano y del ambiente. Es decir, la eficacia no debe ser rival con la seguridad; este principio empuja a la innovación de productos, ya que obliga a la industria a diseñar moléculas con el mismo rendimiento, pero con menor toxicidad, menor bioacumulación y persistencia.

Disolventes y auxiliares más seguros

Este principio propone usar disolventes y auxiliares más seguros, o eliminarlos si es posible. Muchos procesos dependen de solventes, agentes de separación o medios de reacción que pueden ser volátiles, inflamables o tóxicos. La química verde busca reemplazarlos por opciones más seguras, reducir cantidades, reutilizarlos o rediseñar la operación para prescindir de ellos. Este principio es clave porque este tipo de sustancias suelen representar una gran parte del impacto ambiental de un proceso y también una gran parte del riesgo en la seguridad industrial.

Diseño para la eficiencia energética

La energía que consume un proceso no solo es costosa, también representa emisiones y presión sobre la infraestructura energética. La química verde favorece reacciones a temperatura y presión cercanas a las condiciones ambientales, o por lo menos optimizadas para consumir la menor cantidad de energía. Mediante este proceso se interrelaciona la química y la termodinámica aplicada.

Uso de materias primas renovables

Este principio impulsa el uso de recursos renovables frente a materias primas fósiles o no renovables, siempre que sea técnica y económicamente viable. Esto incluye biomasa, aceites vegetales, residuos agrícolas, entre otros. Además, este principio se alinea con la bioeconomía, debido a que transforma recursos renovables de forma inteligente y puede reducir su dependencia, diversificar cadenas de suministro y generar valor local.

Reducir derivados

Muchas síntesis tradicionales incluyen pasos de protección y desprotección, o modificaciones temporales para controlar reacciones, pero que aumentan etapas o pasos y consumen reactivos adicionales, generando residuos. La química verde busca rutas más directas, donde cada transformación sea realmente necesaria, es decir, menos pasos, menos tiempo, menos reactivos y oportunidades de fallo. Un proceso más corto y directo suele ser más robusto y fácil de escalar en la industria.

Catálisis

En lugar de usar reactivos en cantidades estequiométricas que terminan convertidos en residuos, se impulsa mediante este principio el uso de catalizadores que promuevan la reacción con alta selectividad. La catálisis puede mejorar rendimientos, reducir subproductos y permitir condiciones más suaves. Es uno de los principios más importantes porque combina la innovación científica con el impacto industrial, ya que catalizadores bien diseñados transforman radicalmente la sostenibilidad de un proceso.

Diseño para la degradación

Un producto químico no termina cuando se vende, su historia continua cuando se usa y se desecha; la química verde busca productos que, al finalizar su función, se degraden en sustancias inocuas y no permanezcan acumulándose en el ambiente. Este principio es especialmente relevante en materiales,

plásticos, detergentes, aditivos y agroquímicos, donde la persistencia puede generar efectos a largo plazo. Por lo tanto, diseñar productos pensando en el final de la vida útil es un acto de responsabilidad y una puerta hacia modelos más circulares.

Análisis a tiempo real para la prevención de la contaminación

La química verde propone monitorear el proceso mientras ocurre para detectar desvíos, evitar la formación de subproductos peligrosos y mantener condiciones óptimas. Esto conecta directamente con automatización, control de procesos, sensores, analítica y calidad. En esta práctica se desea impulsar procesos más estables, menos lotes fuera de especificación, menos desperdicio y una trazabilidad adecuada para los mercados más exigentes.

Química inherentemente más segura para la prevención de accidentes

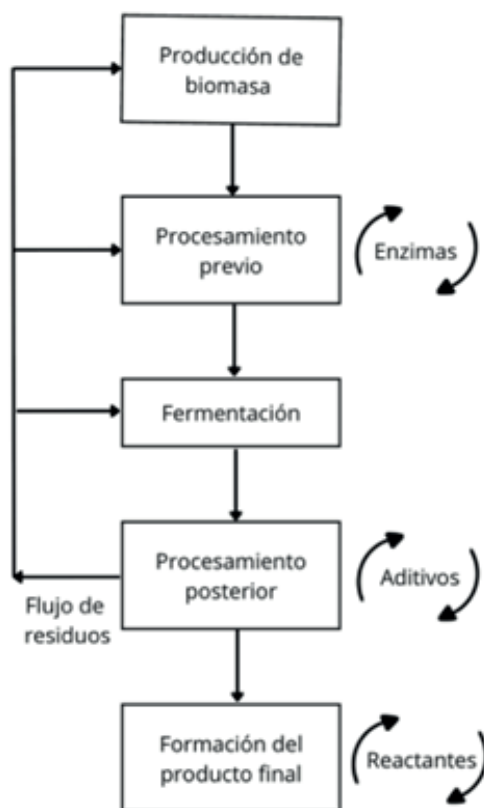
Este principio indica que no se trata solo de equipos de protección o protocolos, se trata de escoger sustancias y condiciones que reduzcan la probabilidad de explosiones, incendios o liberaciones. Por ejemplo, reemplazar un solvente altamente inflamable por uno menos peligroso, o evitar presiones elevadas cuando existen otras alternativas. Por lo tanto, este principio se enfoca en la vida humana y reconoce que la seguridad no se puede tomar a la ligera dentro de un proceso, sino algo que debe diseñarse desde el inicio.

Visto en conjunto, los 12 principios de la química verde son una solución u opción nueva y aceptable que se ha propuesto para resolver el equilibrio entre la economía y la ecología. Los productos químicos deben estar diseñados para ser menos tóxicos, empleando materias primas renovables, con la finalidad de que cuando hayan cumplido su función, se puedan descomponer en productos inocuos sin interferir con el ambiente.

La biotecnología se ha convertido en una ruta eficiente y atractiva para hacer que los productos químicos y los procesos de fabricación sean más limpios o más verdes, eficientes y ecológicos (Figura 34).

Figura 34

Relación entre la química verde y la biotecnología industrial



Entre sus aplicaciones más relevantes destacan los bioplásticos, materiales elaborados a partir de fuentes de biomasa renovable como el almidón, la celulosa o el ácido poliláctico (PLA), los cuales representan una alternativa a los plásticos convencionales derivados de combustibles fósiles como el petróleo. En los últimos años, en conversaciones comunes la palabra “bio” significa automáticamente “biodegradable”; sin embargo, hay dos ideas distintas que conviene separar desde un inicio. Existen los bioplásticos de origen biológico y los plásticos biodegradables, esta distinción es fundamental, porque define decisiones técnicas, ambientales y económicas, así como el manejo del residuo.

Un bioplástico puede ser químicamente idéntico a uno convencional, por ejemplo, existe el polietileno (bio - PET) o PET que se comporta como plástico tradicional, es durable, reciclable pero no necesariamente biodegradable. Esto quiere decir que, el origen puede ser renovable, pero la estructura del polímero puede seguir siendo resistente a la degradación biológica. En cambio, cuando se habla de plásticos biodegradables, la pregunta ya no es el origen, sino el destino y la forma de degradación (Fouad, 2022).

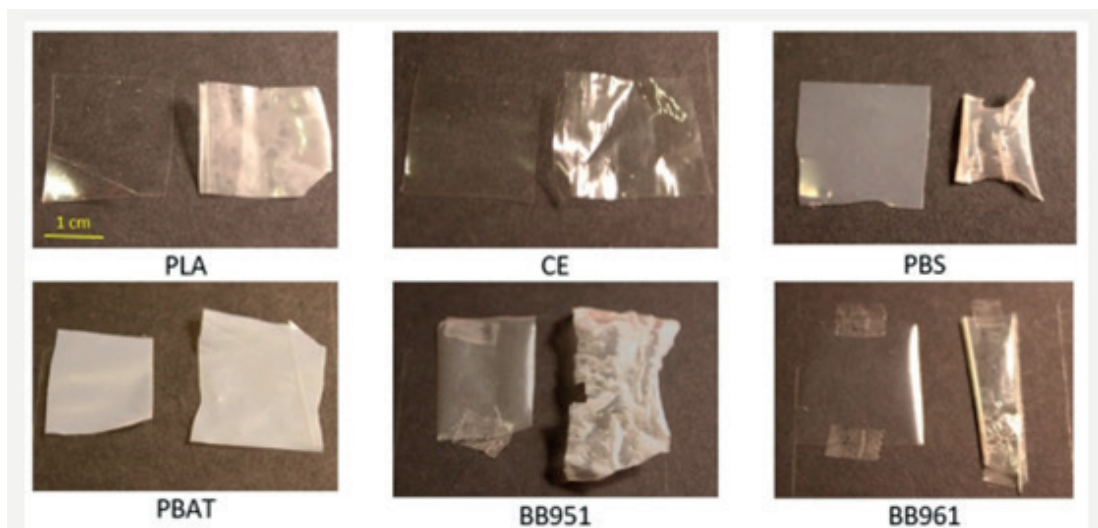
El bioplástico de origen biológico más utilizado en el mercado es el almidón termoplástico, esto debido a la relación entre la amilosa y la amilopectina, que le concede al almidón las características adecuadas para formar bioplásticos. Para la creación de productos biodegradables y compostables, se pueden emplear las películas a base de almidón, que se producen combinando el almidón con poliésteres termoplásticos. Estas películas se emplean por lo general para envases y bolsas de alimentos.

Por otro lado, los bioplásticos elaborados a partir de esteres de celulosa al combinarse con las propiedades del almidón pueden crear biopelículas con mejores características mecánicas como, mejor permeabilidad y resistencia al agua. Al igual que el quitosano que se puede disolver en condiciones ácidas y volverse una película moldeable, este proceso se realiza en un moldeador de compresión, en donde se combina el quitosano con una cantidad moderada de ácido.

El bioplástico a base de ácido poliláctico (PLA) se realiza a base de maíz y dextrosa; tiene como propiedades importantes su similitud a los polímeros tradicionales que se derivan del petróleo, sin embargo, este tipo de bioplástico se biodegrada rápidamente debido a su baja resistencia mecánica.

Figura 35

Bioplásticos antes y después de ser sometidos al agua durante 3 horas a 80°C

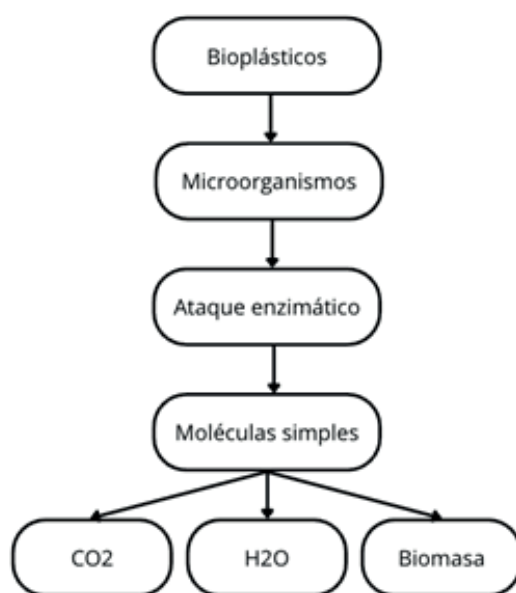


Nota. Reproducido de Study of the degradation of biobased plastic after stress tests in wáter, por Ambrosio, G., Faglia, G., Tagliabue, S., & Baratto, C., 2021, Coatings, 11(11), 1330.

Los bioplásticos tienen la capacidad de biodegradarse en una variedad de ambientes, en especial en el suelo y en el compost, la degradación es más alta por la microbiota propia del suelo, y en el compost también se reducen significativamente las emisiones de gases de efecto invernadero. A diferencia de los plásticos comunes, los bioplásticos producidos con materias primas renovables presentan estructuras químicas más susceptibles al ataque enzimático; no obstante, la degradación depende de varios factores como la composición del bioplástico, la adición de aditivos, el tipo de ambiente (anaeróbico, aeróbico), humedad y temperatura. Aun así, los bioplásticos representan una opción para mejorar la sostenibilidad y la conservación ambiental, ya que se reduce la acumulación de residuos y el impacto ecológico en suelos y ecosistemas acuáticos.

Figura 36

Proceso de degradación de bioplásticos



Otro ejemplo fundamental es la producción de biocombustibles obtenidos a partir de la conversión química de biomasa de residuos agrícolas o algas a bioetanol, biodiesel y biogás. El creciente interés por la generación de biocombustible hoy en día es producto de los altos precios del petróleo, una mayor seguridad energética y el ahorro de divisas debido a las tasas de importación del petróleo.

De igual manera, la biorremediación demuestra cómo los principios de la química pueden apoyar los diversos procesos biológicos para la recuperación

de los ecosistemas contaminados, empleando tanto enzimas como microorganismos para la descontaminación. En todos los casos, se refleja cómo la aplicación de la química se orienta a la prevención de residuos, al aprovechamiento de recursos naturales renovables y a la reducción de sustancias contaminantes o tóxicas. Así, la química verde no solo transforma la producción industrial, sino también reafirma su papel como una ciencia esencial para enfrentar desafíos futuros (Machuca Sánchez y Hervás Torres, 2014).

Ejercicios propuestos

1. Describa cómo en la producción de biocombustibles aplica los principios de la química verde.
2. Mencione dos ventajas y desventajas ambientales de usar biomateriales en comparación con materiales sintéticos.
3. Un proceso químico convencional produce 100 g de producto y 40 g de residuo. Calcule la economía atómica del proceso, si la masa molar total de los reactantes es de 120 g.
4. Si un bioplástico tarda en degradarse 6 meses en condiciones de compostaje, y un plástico convencional se tarda 200 años, ¿Cuántas veces más rápido se degrada el bioplástico?
5. ¿Qué papel juega la biotecnología en el desarrollo de procesos de química verde?

Referencias

- Ambrosio, G., Faglia, G., Tagliabue, S., & Baratto, C. (2021). Study of the degradation of biobased plastic after stress tests in water. *Coatings*, 11(11), 1330.
- Anastas, P. T.; Warner, J. C. (1998). *Green Chemistry: Theory and Practice*, Oxford University Press: New York
- Ander, P., Sonnessa, A. J. (1996). *Principios de química*. México: Editorial Limusa.
- Arreche, R. A., Igal, K., & Vázquez, P. G. (2015). La Química Verde, su origen, sus principios y aplicaciones. In XIX Congreso Argentino de Catálisis y VIII Congreso de Catálisis del Mercosur (Bahía Blanca, 21 al 23 de septiembre de 2015).
- Alcántara Barbosa, M. d. C. (1975). *Química en imágenes*. México: Editorial ECLALSA.
- Babor, J. A., & Ibarz Aznárez, J. (1979). *Química general moderna: una introducción a la química física y a la química descriptiva superior (inorgánica, orgánica y bioquímica)* (8.^a ed.). Marín.
- Bañó, C., Pamblanco, M., Peretó, J., Sendra, R. (2007). *Fundamentos de bioquímica*. España: PUBLICACIONES DE LA UNIVE.
- Bermeo M., Bonilla S. & Coloma T. (2017). *Neutralización: aplicado a aguas residuales*. Guayaquil
- Benson, S., & Domínguez, J. (1995). *Cálculos químicos una introducción al uso de las matemáticas en la química*. México: Limusa-Wiley.
- Bolaños, K., y Bolaños, L. (2011). *QUÍMICA ELEMENTAL: Teoría, ejercicios y aplicaciones*.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., y Burdge, J. R. (2009). *Química: La ciencia central* (14.^a ed.). Pearson Educación.
- Burns, R. (2011). *Fundamentos de Química*. Pearson Education.
- Carbonero Zalduegui, P. (1975). *Bioquímica de las fermentaciones*. España: Escuela Técnica Superior de Ingenieros Agrónomos.
- Carreño, L. Á., Rueda, A., Reyes, S., Muñoz, F., Cancino, J., Fernández, M. (2022). *Química verde: Conceptos básicos y aplicaciones*. Colombia: Ediciones UIS.
- Cruz, C. (2010). *Química; teorías y aplicaciones*.
- Chang, R. & Goldsby, K. (2016). *Química*. 12.^a edición. McGraw-Hill.
- Cisneros Reyes, K. D. L. A. (2022). Síntesis y caracterización de microesferas

- poliméricas: Efecto de la fracción de monómero sobre la morfología, tamaño y distribución de tamaños de microesferas de poliestireno obtenidas por polimerización en suspensión [Tesis de grado, Escuela Politécnica Nacional]. Repositorio Digital EPN.
- Correa Maya, C. A. (2002). *Fenómenos químicos*. Colombia: Fondo Editorial Universidad de Eafit.
- Dou, M. D. (2007). *Formulación y nomenclatura química*. Casals.
- Ebbing, D., & Gammon, S. (2009). *General Chemistry*. U.S.A: Houghton Mifflin Company.
- Escobar, L. (2014). *Fundamentos de Química General*. Ed. López
- Fouad, S. (2022). *Bioplástico: Mil millones de conocimientos*.
- García-Allen, J. (2017, abril 12). Tabla de aminoácidos: funciones, tipos y características. Portal Psicología y Mente. <https://psicologiaymente.com/neurociencias/tabla-de-aminoacidos>
- Gray, H., & Haight, G. (2003). *Principios básicos de Química*. España: Reverté.
- Masjuan, M. D., i Dou, J. M. (2007). *Formulación y nomenclatura de química inorgánica*. Editorial Casals.
- Holesh, J. E., Aslam, S., & Martin, A. (2023, May 12). *Physiology, carbohydrates*. StatPearls - NCBI Bookshelf. <https://www.ncbi.nlm.nih.gov/books/NBK459280/>
- Machuca Sánchez, D. I., Hervás Torres, M. (2014). *Operaciones unitarias y proceso químico. QUIE0108: Operaciones básicas en planta química*. España: IC Editorial.
- Melo, V., Melo Ruiz, V., Cuamatzi, O. (2007). *Bioquímica de los procesos metabólicos*. España: Editorial Reverte.
- Micocci L. (2018). *Química Biológica*. Universidad Nacional del Litoral
- Lorenzo Corchón, A. (21 de abril de 2014). Los glúcidos. Asturnatura.com. <https://www.asturnatura.com/temarios/biologia/glucidos/>
- Orozco, C., González, M., & Pérez, A. (2011). *Problemas resueltos de química aplicada*. Madrid: Paraninfo. México D.F: Pearson Educación.
- Pleissner, D., Kümmerer, K. (2018). Green Chemistry and Its Contribution to Industrial Biotechnology. In: Fröhling, M., Hiete, M. (eds) *Sustainability and Life Cycle Assessment in Industrial Biotechnology. Advances in Biochemical Engineering/Biotechnology*, vol 173. Springer, Cham. https://doi.org/10.1007/10_2018_73
- Qian, X., Zhao, Z., Xu, Y., Xu, J., Zhang, Y., Zhang, J., Yong, Y., Hu, F. (2015). *Chemical Biotechnology and Bioengineering*. Reino Unido: RSC.

- Rincón, P. C. N. (2014). *Diseño conceptual de procesos químicos. Metodología con aplicaciones en esterificación*. Universidad Nacional de Colombia.
- Regla, I., Vélez, E. V., Amaya, D. H. C., & Neri, A. C. (2014). La química del jabón y algunas aplicaciones. *Revista digital universitaria*, 15(5).
- Romero, J. R. C. (2016). Obtención de un aromatizante por medio de la esterificación de Fischer. *Naturaleza y Tecnología*, 1(2).
- Stanbury, PF, Whitaker, A., y Hall, SJ (2013). *Principios de la tecnología de fermentación*. Elsevier.
- Silberberg, M. (2002). *Química General* (segunda Edición). México: McGraw-Hill.
- Stellman, J. M., McCann, M., De Boer, L., Kraus, R. S., Lipton, S., McCann, M., ... & Kroeger, J. (1999). PROCESADO QUIMICO INDUSTRIAS QUIMICAS.
- Landau, L., Ricchi, G., & Torres, N. (2014). Disoluciones: ¿Contribuye la experimentación a un aprendizaje significativo? https://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0187-893X2014000100004
- Lakna P. (2017). Compare the Phosphates Sugars and Bases of DNA and RNA
Compare the Phosphates Sugars and Bases of DNA and RNA. *Molecular Biology* pg. 10
- Ureña-Alcázar, J. M. (2017). PROCESOS REDOX DE INTERÉS INDUSTRIAL.
- Voet, D., Voet, J. G., Pratt, C. W. (2007). *Fundamentos de Bioquímica*. Argentina: Médica Panamericana.
- Yan, Z., Hitt, J. L., Turner, J. A., & Mallouk, T. E. (2020). Renewable electricity storage using electrolysis. *Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America*, 117(23), 12558–12563. <https://doi.org/10.1073/pnas.1821686116>

Química para la vida: Fundamentos y ejercicios

Este libro constituye una base sólida y accesible para la formación inicial en Química. Su objetivo principal es proporcionar al estudiante los fundamentos necesarios para comprenderla, integrando los conceptos esenciales con un enfoque claro, progresivo y aplicado.

La obra abarca desde las nociones básicas de unidades y estructura de la materia hasta temas clave como enlaces químicos, nomenclatura inorgánica y orgánica, reacciones químicas, estequiometría, soluciones, gases y principios de química aplicada a las ciencias biológicas, la industria y la química verde. Cada capítulo combina una explicación teórica concisa y no tediosa con ejercicios resueltos paso a paso, que facilitan la comprensión de los métodos de resolución, y una amplia selección de ejercicios propuestos para reforzar el aprendizaje autónomo.

Dirigido a estudiantes de primeros niveles universitarios, este libro está diseñado como una herramienta de apoyo, tanto para el estudio individual como para el trabajo en el aula, contribuyendo al desarrollo de una base conceptual y práctica indispensable para la formación en ingeniería y disciplinas afines.

ISBN: 978-9942-652-46-1



ESPE
UNIVERSIDAD DE LAS FUERZAS ARMADAS
INNOVACIÓN PARA LA EXCELENCIA