



*Principios de
química
aplicada a la
criminalística*

ISBN: 978-9907-0-0401-4

2025

Jorge Briceño Carrasquel

PRINCIPIOS DE QUÍMICA APLICADA A LA CRIMINALÍSTICA

AUTORES:

Jorge Alexander Briceño Carrasquel



Este libro ha sido debidamente examinado y valorado en la modalidad doble par ciego con fin de garantizar la calidad científica.

©Grupo Editorial BLR
Universidad Estatal de Bolívar
Riobamba – Ecuador
Correo: publicaciones@grupobl.com
<https://grupobl.com/libros-investig>
REPOSITORIO



Briceño, J. Principios de química aplicada a la criminalística. Grupo Editorial BLR.

© Jorge Alexander Briceño Carrasquel

ISBN: 978-9907-0-0401-4

El copyright promueve la libertad de expresión, protege la diversidad de ideas y conocimiento, además apoya la libre expresión. Se prohíbe de manera rigurosa la producción o el almacenamiento de esta publicación, ya sea en su totalidad o en parte, está estrictamente prohibido por ley, incluyendo el diseño de la portada, así como su difusión a través de cualquiera de sus medios, ya sean electrónicos, mecánicos, ópticos, de grabación o incluso de fotocopia, sin permiso de los propietarios de los derechos de autor.

FILIACIONES DE LOS AUTORES

Jorge Alexander Briceño Carrasquel

Universidad Estatal de Bolívar

Correo Electrónico: jbriceno@ueb.edu.ec

ORCID: <https://orcid.org/0000-0002-0692-1228>



PRÓLOGO

Como estudio de la materia y sus transformaciones, la química es un componente importante en la formación de muchos otros campos científicos y profesionales. Su importancia crece en el ámbito de la criminalística, ya que se convierte en un instrumento útil para localizar, evaluar e interpretar evidencias que, de otro modo, serían incomprensibles. *Principios de Química aplicada a la criminalística* es un libro que sirve como vínculo entre la teoría química tradicional y sus aplicaciones en contextos forenses.

Se utiliza una estrategia gradual y didáctica en el desarrollo de la obra. Primero se abordan los fundamentos de la teoría atómica y la estructura de la materia, seguidos de una discusión sobre los modelos que influyeron en el desarrollo de las ideas científicas. La sección final se centra en la aplicación de los principios en el análisis de sustancias, nomenclatura, reacciones químicas y el estudio de los sistemas en equilibrio ácido-base. Con el fin de promover un aprendizaje significativo y contextualizado, cada capítulo incluye ejercicios, actividades y ejemplos aplicados a cuestiones específicas de la criminalística.

Otra ventaja del texto es su capacidad para conectar los conceptos generales de la química con escenarios prácticos de la criminalística. Estos temas—propiedades periódicas de los elementos, relación entre materia y energía, importancia de los enlaces químicos y la correcta nomenclatura de los compuestos—no se limitan a un nivel académico; más bien, se presentan como habilidades críticas para el investigador

criminal, quien necesita comprender el comportamiento y la composición de los materiales para descubrir la verdad en un proceso legal.

El autor realiza una contribución al campo de la educación, particularmente para los estudiantes de ciencias forenses y criminalística, aunque también resulta útil para cualquier persona que busque información actual con un enfoque práctico para la investigación o la enseñanza. Con énfasis en la capacidad de aplicar la teoría a la práctica profesional, este libro funciona como una guía que fomenta el conocimiento y el pensamiento reflexivo mediante el uso de ejemplos, problemas resueltos y ejercicios de análisis crítico.

El lector encontrará un recurso que combina relevancia forense, claridad didáctica y rigor académico en *Principios de química aplicada a la criminalística*. Estas secciones integran los fundamentos de la ciencia con enfoque en la criminalística, que es emplear el conocimiento para promover la justicia. Sin duda, este esfuerzo será un aliado en la formación de futuros expertos que, con dedicación y disciplina, utilizarán la química para avanzar en la búsqueda de la verdad.

ÍNDICE

PRÓLOGO	i
ÍNDICE	iii
ÍNDICE DE FIGURAS	xvii
INTRODUCCIÓN	xviii
OBJETIVO GENERAL	20
CAPÍTULO I	22
1 ÁTOMOS, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS	22
1.1 Resultado de aprendizaje	22
1.2 Objetivo de aprendizaje	22
1.3 Relación entre materia, energía en la criminalística.....	22
1.3.1 Introducción.....	22
1.3.2 Naturaleza de la materia	23
a) Ejercicio 1:	23
b) Solución:.....	23
1.4 Tipos de energía	24
a) Ejercicio 2:	24
b) Solución:.....	24
1.5 Aplicaciones en la criminalística.....	25
a) Ejercicio 3:	25
b) Solución:.....	25

1.6	Estados de agregación de la materia.....	26
a)	Ejercicio 4:	26
b)	Solución:.....	26
1.7	Compuestos, elementos y sustancias puras	27
a)	Ejercicio 5:	27
b)	Solución:.....	27
1.8	Mezclas y propiedades de la materia.....	28
a)	Ejercicio 6:	28
b)	Solución:.....	28
1.9	Propiedades físicas y químicas.....	29
a)	Ejercicio 7:	29
b)	Solución:.....	29
1.10	Aplicaciones en la criminalística.....	30
a)	Ejercicio 8:	30
b)	Solución:.....	30
1.11	Resumen del capítulo	31
1.11.1	Actividades	31
1.12	Conclusiones	32
CAPÍTULO II.....		33
2	EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LA TEORÍA ATÓMICA	33
2.1	Objetivo de aprendizaje.....	33

2.2	Desarrollo	33
2.2.1	Modelo de Dalton (1803)	34
2.2.2	Ley de las proporciones definidas, Ley de Proust.....	36
a)	Caso 1: Huellas dactilares	37
b)	Resolución	37
c)	Conclusión.....	38
2.2.3	Ley de proporciones múltiples	39
a)	Caso 3: Intoxicación por monóxido de carbono.....	40
b)	Considere las siguientes ecuaciones de formación:	40
c)	Resolución	40
d)	Conclusión.....	41
2.2.4	Modelo atómico de Thomson (1897)	41
2.2.5	Modelo atómico de Rutherford (1911).....	42
2.2.6	Modelo de Bohr (1913)	45
2.2.7	Mecánica cuántica (1920 - 1970)	47
2.2.8	Modelo estándar (1970 en adelante)	48
2.3	Resumen	49
2.4	Actividades	49
2.5	Conclusiones	50
CAPÍTULO III		51
3	RELACIONES PERIÓDICAS Y ENLACE QUÍMICO.	51
3.1	Resultado de aprendizaje	51

3.2	Objetivo de aprendizaje.....	51
3.3	Desarrollo:	51
3.3.1	Introducción:	51
3.3.2	Fundamentos de la Tabla Periódica.....	52
a)	Ejercicio 1:	52
b)	Solución:.....	52
3.3.3	Radio atómico y radio iónico	53
a)	Ejercicio 2:	53
b)	Solución:.....	53
3.3.4	Afinidad electrónica y energías de ionización	54
a)	Ejercicio 3:	54
b)	Solución:.....	54
3.3.5	Otras propiedades periódicas.....	55
a)	Ejercicio 4:	55
b)	Solución:.....	55
3.4	Resumen	56
a)	Actividades	56
3.5	Conclusiones	56
	CAPÍTULO IV.....	57
4	ENLACE QUÍMICO	57
4.1	Objetivo de aprendizaje.....	57
4.2	Desarrollo	57

4.2.1	¿Qué es un enlace químico?	57
a)	Ejercicio 1:	58
b)	Solución:.....	58
4.2.2	Formación de enlaces químicos	58
a)	Ejercicio 2:	59
b)	Solución:.....	59
4.2.3	Tipos de enlaces químicos.....	60
a)	Ejercicio 3:	60
b)	Solución:.....	60
4.2.4	Regla del octeto y excepciones	61
a)	Ejercicio 4:	61
b)	Solución:.....	61
4.3	Resumen	62
a)	Actividades	62
4.4	Conclusiones	62
CAPÍTULO V		64
5	NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS	64
5.1	Objetivo de aprendizaje.....	64
5.2	Desarrollo	64
5.2.1	Introducción:	64
5.2.2	Concepto de compuesto inorgánico	64

a)	Ejercicio 1:	65
b)	Solución:.....	65
5.2.3	Nomenclatura de compuestos inorgánicos	66
a)	Ejercicio 2:	66
b)	Solución:.....	66
5.2.4	Reglas para nombrar compuestos inorgánicos	67
a)	Ejercicio 3:	67
b)	Solución:.....	67
5.2.5	Resumen	68
5.2.6	Actividades	68
5.2.7	Nomenclatura de compuestos inorgánicos	68
5.2.8	Nombre de compuestos inorgánicos.....	69
a)	Nombre los siguientes compuestos:	69
b)	Nombre los siguientes compuestos:	70
c)	Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:	70
d)	Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:	71
5.2.9	Conclusiones	71
CAPÍTULO VI.....		73
6	NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS	73
6.1	Objetivo de aprendizaje.....	73
6.2	Desarrollo	73

6.2.1	Introducción:	73
6.2.2	Concepto de compuesto orgánico.....	74
a)	Ejercicio 1:	74
b)	Solución:.....	74
6.2.3	Nomenclatura de compuestos orgánicos	75
a)	Ejercicio 2:	75
b)	Solución:.....	76
6.2.4	Reglas para nombrar compuestos orgánicos	76
a)	Ejercicio 3:	76
b)	Solución:.....	77
6.3	Resumen	77
6.4	Actividades	78
6.5	Conclusiones	78
	CAPÍTULO VII	79
7	LAS REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS	79
7.1	Objetivo de aprendizaje.....	79
7.2	Desarrollo	79
7.2.1	Introducción:	79
7.2.2	Definición de reacciones químicas.....	79
7.2.3	Tipos de reacciones químicas:.....	79
a)	Ejercicio 1: Identificación de tipos de reacciones	80
b)	Solución 1:.....	81

7.2.4	Balaneo de ecuaciones químicas	81
a)	Métodos de balanceo:.....	81
b)	Ejercicio 2: Balanceo de ecuaciones	81
c)	Solución 2:.....	82
7.2.5	Aplicaciones en criminalística.....	82
a)	Ejercicio 3: Caso práctico.....	82
b)	Solución 3:.....	82
c)	Conclusión:.....	82
d)	Ejercicio final:	83
e)	Solución final:	83
7.3	Resumen	83
7.4	Actividades	84
7.5	Conclusiones	84
CAPÍTULO VIII		85
8	BALANCEO DE LAS ECUACIONES DE OXIDORREDUCCIÓN.....	85
8.1	Objetivo de aprendizaje.....	85
8.2	Desarrollo	85
8.2.1	Introducción.....	85
8.2.2	Definición de reacciones químicas.....	86
8.2.3	Tipos de reacciones químicas:.....	86
a)	¿Qué son las reacciones químicas de oxidorreducción?	86

b)	Características principales	87
c)	Ejemplos comunes.....	88
8.2.4	Identificación de residuos de disparo en escenas de crimen .	88
8.2.5	Análisis de sustancias tóxicas en casos de envenenamiento .	89
a)	Balaceo de ecuaciones químicas de oxidorreducción	89
b)	Ejemplo 1: Oxidación del hierro en la escena de un crimen .	90
c)	Ejemplo 2: Reducción de Iones de Plomo en una muestra de evidencia.....	90
8.3	Resumen	93
8.4	Actividades	93
8.5	Conclusiones	93
CAPÍTULO IV.....		95
9	RELACIONES DE MASA Y REACTIVO LÍMITE.....	95
9.1	Objetivo de aprendizaje.....	95
9.2	Desarrollo	95
9.2.1	Introducción.....	95
9.2.2	Definición de relaciones de masa.....	95
9.2.3	Definición de reactivo límite.....	96
a)	Uso de relaciones de masa y reactivo límite en química forense	96
9.2.4	Conceptos fundamentales.....	96
a)	Ecuación química	96

b)	Estequiometría.....	96
c)	Reactivo límite	97
d)	Método de inspección.....	97
e)	Método del Ion-Electrón (Redox)	98
9.2.5	Relaciones estequiométricas y reactivo límite	98
a)	Determinación de relaciones de masa	98
b)	Identificación del reactivo límite.....	98
9.2.6	Aplicaciones en criminalística.....	99
a)	Análisis de tóxicos.....	99
b)	Identificación de explosivos	99
9.2.7	Ejercicios prácticos.....	99
9.2.8	Soluciones de los ejercicios.....	100
9.3	Resumen	102
9.4	Actividades	102
9.5	Conclusiones	103
CAPÍTULO X		104
10	TEORÍAS DE LOS DE LOS SISTEMAS ÁCIDO BASE	104
10.1	Resultado de aprendizaje.....	104
10.2	Objetivo de aprendizaje.....	104
10.3	Desarrollo	104
10.3.1	Introducción.....	104

10.3.2	Definición de ácidos y bases	105
a)	Teoría de Arrhenius:.....	105
b)	Teoría de Brønsted-Lowry:	105
c)	Teoría de Lewis:.....	105
10.3.3	Tipos de ácidos y bases	105
a)	Ejercicio 1: Identificación de ácidos y bases.....	106
10.3.4	Aplicaciones en criminalística.....	107
b)	Ejercicios de balanceo de ecuaciones ácido-base.....	107
c)	Ejercicio final:	109
10.4	Resumen	109
10.5	Actividades	110
10.6	Conclusión.....	110
CAPÍTULO XI.....		111
11	DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ Y BASICIDAD.	111
11.1	Objetivo de aprendizaje.....	111
11.2	Desarrollo	111
11.2.1	Introducción.....	111
11.2.2	Métodos de determinación de la acidez y basicidad	111
a)	Indicadores de pH.....	111
b)	Medidores de pH	112
c)	Titulación ácido-base	112
11.2.3	Ejemplos prácticos	112

a)	Determinación del pH de una solución de vinagre.....	112
b)	Titulación de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio.....	113
c)	Ejercicios prácticos.....	113
d)	Conclusiones	114
11.2.4	Ejercicios y soluciones	114
11.3	Resumen	115
11.4	Actividades	115
11.5	Conclusiones	115
CAPÍTULO XII		117
12	POTENCIAL DE HIDRÓGENO, PH, EN LOS SISTEMAS DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES.....	117
12.1	Objetivo de aprendizaje.....	117
12.2	Desarrollo	117
12.2.1	Introducción.....	117
12.2.2	Conceptos fundamentales.....	118
a)	Definición de pH	118
b)	Ácidos y bases débiles.....	118
c)	Constantes de disociación	118
d)	Determinación del pH de ácidos débiles	119
e)	Determinación del pH de bases débiles.....	120
12.2.3	Ejercicios	121
12.3	Resumen	123

12.4	Actividades	123
12.5	Conclusiones	124
CAPÍTULO XIII		125
13	VALORACIÓN DE LOS SISTEMAS ÁCIDO BASE... 125	
13.1	Objetivo de aprendizaje	125
13.2	Desarrollo	125
13.2.1	Introducción.....	125
13.2.2	Conceptos	126
a)	Valoración ácido-base	126
b)	Punto de equivalencia.....	126
c)	Indicadores	126
d)	Curvas de valoración	126
e)	Procedimiento general de valoración	127
13.2.3	Ejercicios	129
13.3	Resumen	139
13.4	Actividades	139
13.5	Conclusiones	141
CAPÍTULO XIV		143
14	DISOLUCIONES REGULADORAS	143
14.1	Objetivo de aprendizaje.....	143
14.2	Desarrollo	143
14.2.1	Introducción.....	143

14.2.2	Principios básicos de las disoluciones reguladoras	143
14.2.3	Mecanismo de acción de las disoluciones reguladoras	144
14.2.4	Componentes de las disoluciones reguladoras	144
14.2.5	Aplicaciones en criminalística.....	144
14.2.6	Preparación de disoluciones reguladoras	145
14.2.7	Problemas y ejercicios.....	145
14.2.8	Capacidad reguladora	147
14.2.9	Ejercicio propuesto.....	147
14.3	Resumen	150
14.4	Actividades	150
14.5	Conclusiones	151
	BIBLIOGRAFÍA	152

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1. Propuesta de Dalton.	35
Figura 2. Modelo atómico propuesto por J. J. Thomson.	42
Figura 3. Experimento de Rutherford.	43
Figura 4. Modelo atómico de Rutherford.	44
Figura 5. Analogía mecánica de los procesos de emisión propuesto por Bohr.	46
Figura 6. Curva de titulación de 25 mL de ácido benzoico con NaOH 0,15M.	138

INTRODUCCIÓN

El objetivo de este texto es brindar a los estudiantes del programa de Criminalística una formación teórica y práctica en las materias centrales de los principios químicos. En este documento se abordarán en detalle cuatro temas clave: estructura atómica, relaciones periódicas y enlaces químicos, nomenclatura y balance de ecuaciones químicas, y correlaciones de masa y ácidos y bases.

Comenzaremos adentrándonos en el fascinante mundo de los átomos y examinando cómo los postulados de la teoría cuántica afectan la estructura atómica. Analizaremos cómo la comprensión de la distribución electrónica y de las características básicas de los elementos proporciona la base para interpretar los fenómenos químicos y aplicarlos en la criminalística de manera metódica.

A continuación, examinaremos la naturaleza y los patrones de comportamiento de los elementos en la tabla periódica, mientras continuamos nuestro estudio de las interacciones periódicas y los enlaces químicos. Los estudiantes aprenderán cómo se producen y estabilizan las moléculas mediante el análisis de modelos de enlace, como la teoría de Lewis y la teoría de orbitales moleculares. Este conocimiento es importante para la investigación de evidencias en situaciones criminales.

A medida que continuamos nuestro análisis, nos concentraremos en la nomenclatura y el balance de ecuaciones químicas, habilidades fundamentales para expresar de manera clara y precisa los procesos químicos involucrados en las investigaciones forenses. Los estudiantes

mejorarán su capacidad para identificar y nombrar compuestos, así como para garantizar la conservación de la masa en los procesos químicos, mediante actividades prácticas y estudios de casos.

Concluiremos abordando las relaciones de masa, los ácidos y las bases, aspectos esenciales para comprender la composición y el comportamiento de las sustancias en un contexto forense. Los estudiantes adquirirán las habilidades necesarias para evaluar muestras y determinar su composición de manera precisa y consistente mediante el estudio de conceptos como la estequiometría y el equilibrio ácido-base.

OBJETIVO GENERAL

Desarrollar un conocimiento sólido de los principios químicos aplicados a la criminalística, que permita a los estudiantes comprender y utilizar la química en el análisis de evidencias, interpretación de resultados y mejora de procesos químicos, todo ello con el enfoque en pensamiento crítico y analítico con trabajo en equipo y colaborativo dentro del contexto forense.

Objetivos específicos

- Comprender los principios fundamentales de la teoría cuántica y su aplicación en la descripción de la estructura atómica, incluyendo la distribución electrónica y el concepto de orbitales, para analizar la relación entre la configuración electrónica y las propiedades químicas de los elementos.
- Identificar y explicar las tendencias en la tabla periódica, tales como el tamaño atómico, la energía de ionización y la electronegatividad, así como comprender los diferentes tipos de enlace químico (iónico, covalente y metálico) y sus implicaciones en la formación de compuestos y moléculas.
- Estudiar los principios de la nomenclatura química, incluyendo la asignación de nombres y fórmulas de compuestos inorgánicos y orgánicos, así como desarrollar habilidades para balancear ecuaciones químicas y entender el significado de la ley de conservación de la masa en reacciones químicas.
- Analizar y aplicar los conceptos de estequiometría para resolver problemas relacionados con las relaciones de masa en reacciones

químicas, así como comprender el comportamiento ácido-base y sus aplicaciones en la identificación y caracterización de sustancias en el contexto forense.

Resultados de aprendizaje

En cuando a los resultados de aprendizaje se espera que:

- El estudiante será capaz de reconocer al átomo como la unidad básica del universo y los avances de la teoría cuántica como herramienta fundamental para comprender el mundo.
- El estudiante será capaz de reconocer las relaciones periódicas de los elementos comprendiendo su ubicación y la periodicidad de sus propiedades, enlaces químicos y el modo como dos o más elementos se combinan mediante la resolución de problemas.
- El estudiante será capaz de nombrar, formular compuestos y relacionar cuantitativamente las reacciones químicas, realizando cálculos estequiométricos mediante la resolución de problemas.
- El estudiante será capaz de reconocer fundamentos básicos que determinan el carácter cuantitativo de las reacciones químicas y el comportamiento de las sustancias como ácidos y bases, mediante la resolución de problemas.

CAPÍTULO I

1 ÁTOMOS, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS

1.1 Resultado de aprendizaje

El estudiante será capaz de reconocer al átomo como la unidad básica del universo y los avances de la teoría cuántica como herramienta fundamental para comprender el mundo.

1.2 Objetivo de aprendizaje

Al finalizar el tema "Materia y Energía", los estudiantes serán capaces de comprender la relación entre estos dos conceptos en el ámbito de la criminalística. Serán capaces de explicar cómo la materia se relaciona con la energía a través de procesos como la transferencia de calor, la liberación de energía en reacciones químicas y la conversión de energía en diferentes formas. Además, podrán aplicar este conocimiento para analizar y resolver problemas relacionados con la manipulación y la identificación de materiales en el ámbito forense.

1.3 Relación entre materia, energía en la criminalística

1.3.1 *Introducción*

Comprender cómo interactúan la materia y la energía es determinante para entender los procesos que ocurren en la escena del crimen en el ámbito de la criminalística. Los investigadores forenses necesitan conocer cómo la materia y la energía interactúan y se transforman para poder identificar sustancias y reconstruir los hechos. Con el fin de

fortalecer la comprensión de los estudiantes, utilizaremos actividades prácticas para analizar los conceptos fundamentales de materia y energía, así como su aplicación en la práctica forense.

1.3.2 Naturaleza de la materia

Todo lo que tiene masa y ocupa espacio se considera materia. Los componentes básicos de la materia son los átomos y las moléculas. Esta sección examinará las características físicas y químicas de la materia, así como la estructura de los átomos y las moléculas.

a) Ejercicio 1:

1. ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?
2. Describe la estructura básica de un átomo, incluyendo sus componentes principales.
3. Identifica tres ejemplos de sustancias y describe sus propiedades físicas y químicas.

b) Solución:

1. Un átomo es la unidad básica de un elemento químico y está compuesto por protones, neutrones y electrones. Una molécula, por otro lado, está formada por dos o más átomos unidos mediante enlaces químicos.
2. La estructura básica de un átomo incluye un núcleo compuesto por protones y neutrones, rodeado por electrones que orbitan alrededor del núcleo en diferentes niveles de energía o capas electrónicas.

3. Ejemplos de sustancias pueden incluir agua (H_2O), oxígeno molecular (O_2) y cloruro de sodio (NaCl). El agua es líquida a temperatura ambiente y tiene la capacidad de disolver otras sustancias. El oxígeno molecular es un gas que es fundamental para la respiración aeróbica. El cloruro de sodio es un sólido cristalino que se disuelve en agua para formar una solución salina.

1.4 Tipos de energía

La energía es la capacidad de realizar trabajo o producir un cambio. Existen diferentes formas de energía, incluyendo la energía cinética, la energía potencial, la energía térmica y la energía química.

a) *Ejercicio 2:*

1. Define la energía cinética y proporciona un ejemplo.
2. ¿Qué es la energía potencial y cuáles son sus dos tipos principales?
3. Explica cómo se convierte la energía química en energía térmica durante una reacción química.

b) *Solución:*

1. La energía cinética es la energía asociada al movimiento. Por ejemplo, un automóvil en movimiento tiene energía cinética.
2. La energía potencial es la energía almacenada que tiene un objeto debido a su posición o configuración. Los dos tipos principales son la energía potencial gravitatoria y la energía potencial elástica.
3. Durante una reacción química, los enlaces químicos en los reactantes se rompen, liberando energía química. Esta energía se

convierte en energía térmica a medida que las nuevas sustancias se forman y se liberan o absorben calor.

1.5 Aplicaciones en la criminalística

En la criminalística, el conocimiento de la relación entre materia y energía es esencial para la identificación y análisis de evidencia física y química. Desde la determinación de la composición de sustancias hasta la reconstrucción de eventos, los principios de materia y energía son aplicados en numerosos aspectos de la investigación forense.

a) Ejercicio 3:

1. Imagina que estás investigando un incendio en una fábrica. ¿Cómo utilizarías los principios de materia y energía para determinar la causa del incendio?
2. ¿Cómo podrías utilizar la espectroscopia para identificar una sustancia desconocida encontrada en la escena del crimen?
3. ¿Qué tipo de evidencia física podrías analizar utilizando la energía térmica?

b) Solución:

1. Para determinar la causa del incendio, podrías analizar la escena en busca de evidencia física, como residuos de combustión o patrones de quemaduras. También podrías utilizar análisis químicos para identificar los materiales inflamables presentes en la escena.
2. La espectroscopia se puede utilizar para identificar una sustancia desconocida analizando el espectro de absorción de la luz que

emite. Cada sustancia tiene un patrón único de líneas espectrales que puede ser utilizado para su identificación.

3. La energía térmica se puede utilizar para analizar evidencia física como marcas de calor, patrones de quemaduras o cambios en la estructura de los materiales causados por el calor generado durante un evento, como un incendio o una explosión.

1.6 Estados de agregación de la materia

Los estados de agregación de la materia incluyen sólido, líquido y gas, cada uno con propiedades físicas distintas. Exploraremos cómo estos estados se relacionan con la energía cinética y la estructura molecular de las sustancias.

a) Ejercicio 4:

1. Describe las características de cada estado de agregación de la materia.
2. Explica cómo cambia la energía cinética de las partículas cuando una sustancia cambia de un estado a otro.
3. Identifica ejemplos de sustancias que pueden existir en cada estado de agregación.

b) Solución:

1. Los sólidos tienen forma y volumen definidos, las partículas están cercanas y en un arreglo ordenado. Los líquidos tienen volumen definido, pero no forma, las partículas están más separadas y pueden moverse unas sobre otras. Los gases no tienen forma ni

volumen definidos, las partículas están muy separadas y se mueven libremente.

2. Cuando una sustancia cambia de estado, la energía cinética de las partículas cambia. Por ejemplo, en la fusión (de sólido a líquido), la energía cinética aumenta, mientras que en la solidificación (de líquido a sólido), la energía cinética disminuye.
3. Ejemplos pueden incluir hielo (sólido), agua (líquido) y vapor de agua (gas).

1.7 Compuestos, elementos y sustancias puras

Los compuestos están formados por átomos de diferentes elementos unidos mediante enlaces químicos, mientras que los elementos consisten en átomos idénticos. Las sustancias puras son compuestos o elementos en su forma más pura.

a) Ejercicio 5:

1. Define qué es un compuesto y proporciona ejemplos.
2. ¿Cuál es la diferencia entre un elemento y un compuesto?
3. Identifica una sustancia pura y explica por qué es pura.

b) Solución:

1. Un compuesto es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos en una proporción fija y que tiene propiedades químicas distintas de sus componentes. Ejemplos incluyen agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2) y cloruro de sodio ($NaCl$).
2. Un elemento consiste en átomos idénticos, mientras que un compuesto está formado por átomos de diferentes elementos. Por

ejemplo, el oxígeno (O_2) es un elemento, mientras que el agua (H_2O) es un compuesto.

3. El agua destilada es una sustancia pura porque está formada solo por moléculas de agua y no contiene impurezas.

1.8 Mezclas y propiedades de la materia

Las mezclas consisten en dos o más sustancias físicamente combinadas, mientras que las propiedades de la materia pueden ser extensivas o intensivas, físicas o químicas.

a) Ejercicio 6:

1. Define qué es una mezcla y proporciona ejemplos.
2. Distingue entre propiedades extensivas e intensivas y proporciona ejemplos de cada una.
3. Identifica una propiedad física y una química de la materia y explica la diferencia entre ellas.

b) Solución:

1. Una combinación física de dos o más sustancias que no se combinan químicamente se denomina mezcla. Ejemplos de esto son el aire atmosférico y una solución de agua con sal.
2. La masa y el volumen son ejemplos de propiedades extensivas que dependen de la cantidad de sustancia presente. La densidad y el punto de fusión son ejemplos de propiedades intensivas que no se ven afectadas por la cantidad de sustancia.
3. El color o la conductividad eléctrica son ejemplos de propiedades físicas que pueden medirse u observarse sin alterar la identidad de

la sustancia. La capacidad de una sustancia para experimentar un proceso químico y formar nuevos compuestos, como la combustión o la oxidación, se denomina propiedad química.

1.9 Propiedades físicas y químicas

Las propiedades químicas implican cambios en la composición química de una sustancia, por otro lado, las propiedades físicas son las características observables de una sustancia sin alterar su composición química.

a) Ejercicio 7:

1. Enumera tres ejemplos de propiedades físicas y tres ejemplos de propiedades químicas.
2. ¿Cómo podrías distinguir entre una propiedad física y una química?
3. ¿Por qué es importante entender las propiedades físicas y químicas de la materia en la investigación forense?

b) Solución:

1. Las características físicas incluyen la densidad, el color y el punto de ebullición. Las características químicas incluyen la inflamabilidad, la capacidad de oxidación y la reactividad.
2. Mientras que una propiedad química implica cambios en la composición química de la sustancia, una propiedad física puede observarse o cuantificarse sin afectar la composición química de la sustancia.

3. Para identificar compuestos desconocidos, prever cómo se comportarían los materiales en situaciones específicas y reconstruir hechos en una escena del crimen, los investigadores forenses necesitan tener un sólido conocimiento de las propiedades físicas y químicas de la materia.

1.10 Aplicaciones en la criminalística

La investigación forense requiere comprender los estados de la materia, los compuestos, los elementos, las sustancias puras y las propiedades de la materia. Estas nociones se aplican en muchos aspectos de la práctica de la criminalística, desde la detección de sustancias químicas desconocidas hasta la determinación de las causas de un incendio.

a) Ejercicio 8:

1. ¿Cómo podrías utilizar el conocimiento de los estados de agregación de la materia para determinar la causa de un incendio?
2. ¿Qué tipo de análisis químico podrías realizar para identificar una sustancia desconocida encontrada en la escena del crimen?
3. ¿Por qué es importante tener en cuenta las propiedades físicas y químicas de la materia al analizar la evidencia física en un caso forense?

b) Solución:

1. Comprender los estados de la materia permite identificar los sólidos, líquidos y gases presentes en el lugar del incendio, así como cómo cambiaron sus estados durante el suceso.

2. Para determinar los componentes de un material desconocido, se podría realizar un análisis espectroscópico y comparar los resultados con bases de datos de espectros conocidos.
3. Al examinar evidencia física en un caso forense, es importante tener en cuenta las propiedades físicas y químicas de la materia para comprender cómo interactuaron las distintas sustancias y cómo pudieron haber contribuido al incidente.

1.11 Resumen del capítulo

En el contexto de la criminalística, esta sección examinó la relación entre la materia y la energía, destacando la importancia de que los investigadores forenses comprendan los conceptos básicos de ambos. Los conceptos fundamentales se exploraron mediante actividades prácticas para fortalecer la comprensión de los estudiantes, abarcando desde los estados de la materia hasta las diversas formas de energía. También se analizaron aplicaciones específicas de estos conceptos en la práctica forense, como el análisis de evidencia física, la reconstrucción de eventos y la identificación de sustancias químicas desconocidas. En conjunto, se proporciona a los estudiantes de criminalística un punto de partida y les brinda las herramientas necesarias para abordar determinados casos relacionados con la química.

1.11.1 Actividades

Debate sobre materia y energía.

1.12 Conclusiones

En conclusión, el ejercicio de la criminalística requiere comprender los estados de la materia, los compuestos, los elementos, las sustancias puras y las propiedades de la materia. En una escena del crimen, estos conceptos sirven como base para la identificación de materiales, la reconstrucción de eventos y el análisis de evidencia física. Los principios de la materia y la energía se integran hábilmente en este apartado, brindan a los estudiantes un entendimiento de su aplicabilidad en la criminalística.

CAPÍTULO II

2 EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LA TEORÍA ATÓMICA

2.1 Objetivo de aprendizaje

Los estudiantes serán capaces de reconocer la evolución histórica de la teoría atómica desde sus raíces filosóficas hasta los desarrollos cuánticos modernos. Comprenderán la estructura básica del átomo, identificando y describiendo las partículas subatómicas esenciales, y explorarán los principios fundamentales de la teoría cuántica. Relacionarán estos conceptos con la espectroscopía, comprendiendo su aplicación en técnicas forenses. Analizarán casos prácticos, resolviendo problemas cuantitativos y aplicando sus conocimientos en la resolución de situaciones forenses reales.

2.2 Desarrollo

Filósofos, científicos y experimentadores que han trabajado para comprender la naturaleza de la materia han contribuido al fascinante recorrido a través de los siglos que constituye la historia de la teoría atómica. Nuestra comprensión actual del átomo es el resultado de la evolución de varios modelos atómicos desarrollados a lo largo del tiempo, cada uno de los cuales se basó en observaciones e hipótesis anteriores [1].

La antigua Grecia fue la primera en proponer que la materia está compuesta por partículas indivisibles conocidas como átomos. La teoría atomista fue planteada en el siglo V a. C. por el filósofo Leucipo y su discípulo Demócrito. Esta perspectiva sostenía que la materia estaba

formada por partículas indivisibles e indestructibles llamadas átomos, que eran extremadamente pequeñas y variaban en tamaño y forma. Aunque muchos de sus contemporáneos, incluidos Platón y Aristóteles, no estaban de acuerdo con la propuesta de Demócrito, esta perduró a lo largo del tiempo [2].

2.2.1 Modelo de Dalton (1803)

En el siglo XIX, John Dalton propuso un modelo atómico más científico, a pesar de las conjeturas filosóficas sobre la existencia de los átomos. Su Teoría Atómica, desarrollada en 1803, postulaba que los átomos eran esferas indivisibles e indestructibles, que cada tipo de átomo era distinto y que cada átomo tenía un peso particular. Esta teoría permitió esclarecer las leyes de proporciones definidas y múltiples [3].

El trabajo de Dalton marcó el comienzo de la era de la química moderna. Las suposiciones subyacentes a la teoría atómica de Dalton pueden resumirse de la siguiente manera:

- Los elementos consisten en partículas extremadamente pequeñas denominadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en tamaño, masa y propiedades químicas, y difieren de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los compuestos están constituidos por átomos de más de un elemento, y la relación entre el número de átomos de dos elementos dados en cualquier compuesto siempre es un número entero o una fracción sencilla.

- En una reacción química, solo se produce la separación, combinación o reorganización de átomos; nunca ocurre la creación o destrucción de estos.

Dalton propuso una definición más específica y detallada que la propuesta por Demócrito.

La segunda hipótesis afirma que los átomos de un elemento son distintos de los átomos de todos los demás elementos. Dalton no se propuso describir la estructura o composición específica de los átomos, ni tenía un concepto claro de cómo era un átomo. Sin embargo, observó que la disparidad en las propiedades exhibidas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno solo podía explicarse mediante la idea de que los átomos de hidrógeno difieren de manera inherente de los átomos de oxígeno.

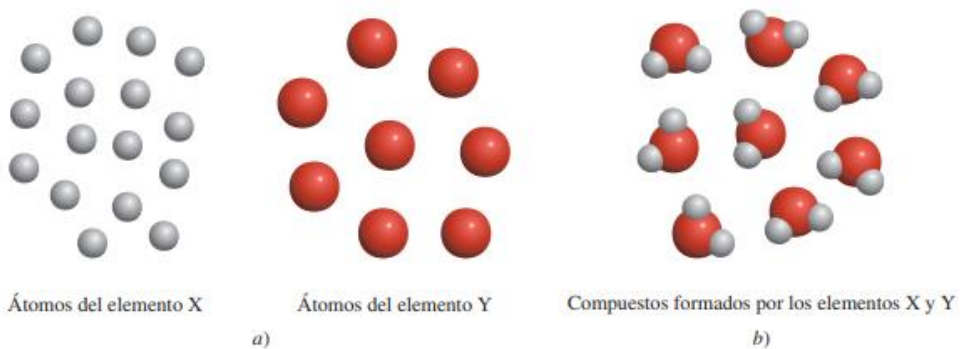


Figura 1. Propuesta de Dalton.

Fuente: [4].

En la propuesta de Dalton, **Figura 1**, a) los átomos del mismo elemento son idénticos, pero los átomos de un elemento son distintos de los átomos de otros. b) Se muestra un compuesto formado por átomos de los elementos X y Y. En este caso, la proporción de los átomos del elemento X respecto a la del elemento Y es de 2:1 (hay el doble de cantidad de átomos del elemento X en comparación a la cantidad del elemento Y). Observe que la reacción química produce sólo un reordenamiento de átomos, no su destrucción o creación.

La tercera hipótesis implica que la formación de un compuesto específico no solo requiere los átomos correctos de los elementos involucrados, sino también una cantidad precisa de estos átomos. Esta noción se basa en una extensión de la ley propuesta en 1799 por el químico francés Joseph Proust, conocida como la ley de las proporciones definidas.

2.2.2 Ley de las proporciones definidas, Ley de Proust

Establece que muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción de masa. Por ejemplo, al analizar muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diversas fuentes, se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno en todas ellas. En consecuencia, si la proporción de las masas de los elementos en un compuesto es constante, la proporción de los átomos de esos elementos en el compuesto también debe ser invariable [5].

a) Caso 1: Huellas dactilares

En entornos de investigación, es común encontrar huellas dactilares que no son fácilmente visibles y requieren algún tipo de tratamiento para hacerlas perceptibles. Estas huellas, conocidas como huellas latentes, pueden ser detectadas, por ejemplo, mediante la aplicación de luz ultravioleta o láser sobre la superficie en la que se encuentran. Una vez localizadas, se pueden visualizar o mejorar su visibilidad mediante el uso de reactivos o sustancias reveladoras [6].

Existen numerosas técnicas físicas y químicas para revelar huellas latentes, siendo una de ellas el uso de un revelador químico gaseoso que emplea vapores de yodo elemental, mientras que otra opción implica el uso de un revelador químico líquido, como el nitrato de plata (AgNO_3) en solución [7], [8].

En un experimento se encontró que 14,00 g de nitrógeno reaccionan completamente con 107,8682 g de plata y 48,00 g de oxígeno. En otra experiencia se tuvo que 3,003 g de nitrógeno reaccionan completamente con 23,138 g de plata y 10,296 g de oxígeno. Compruebe que se cumple la ley de las proporciones definidas.

b) Resolución

Del enunciado sabemos que los elementos que se combinan son nitrógeno, plata y oxígeno. Si la ley de Proust se cumple, la relación entre las masas de estos elementos será constante y por tanto estos tres elementos formarán en las dos experiencias el mismo compuesto.

Experimento	Nitrógeno, g	Plata, g	Oxígeno, g	Nitrógeno / Oxígeno	Plata / Oxígeno	Plata / Nitrógeno
1	14,00	107,868	48,00	0,2917	2,2473	7,7049
2	3,003	23,138	10,296	0,2917	2,2473	7,7050

c) *Conclusión*

Se verifica que la relación entre las masas de los elementos participantes es constante y por tanto estos tres elementos formarán en ambos experimentos el mismo compuesto (AgNO_3), en consecuencia, se cumple la Ley de Proust.

a) *Caso 2: Formación de compuestos de hierro y cloro*

Se han analizado tres muestras de hierro y cloro, obteniéndose los siguientes resultados para cada una. Determine si las muestras A, B y C pertenecen al mismo compuesto.

Muestra	Hierro, g	Cloro, g
A	7,036	13,401
B	1,3	1,651
C	3,20	6,093

b) *Resolución*

Del enunciado se deduce que los elementos que se combinan son hierro y cloro. Si la ley de Proust se cumple, la relación entre las masas de ambos elementos será constante y por tanto estos dos elementos formarán en las tres muestras el mismo compuesto.

Muestra	Hierro, g	Cloro, g	Hierro / Cloro
A	7,036	13,401	0,5251
B	1,3	1,651	0,7876
C	3,20	6,093	0,5252

c) *Conclusión*

En este caso se verifica que la relación entre las masas de los elementos participantes es constante para las muestras A y C, por tanto, es el mismo compuesto. La muestra B definitivamente es otro compuesto diferente, esto se explica porque tiene una relación de masa hierro / cloro diferente.

2.2.3 *Ley de proporciones múltiples*

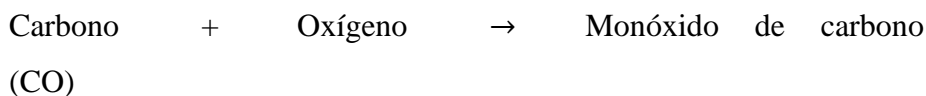
También fue propuesta por John Dalton como parte de su Teoría Atómica en el siglo XIX, aquí se establece que cuando dos elementos forman más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro están en proporciones de números enteros simples.

En otras palabras, si dos elementos (A y B) forman diferentes compuestos entre sí, la masa de B que se combina con una masa fija de A en estos compuestos estará en una relación de números enteros simples.

a) *Caso 3: Intoxicación por monóxido de carbono*

A nivel global, se tiene un aumento en los casos de intoxicación por monóxido de carbono que son atendidos en los servicios de urgencia. El monóxido de carbono es un gas que carece de olor, color e irritación para las mucosas, pero posee una alta toxicidad para los seres humanos. Este gas constituye un contaminante presente en la atmósfera terrestre y es el causante de muchos casos de intoxicación por gases [9].

b) *Considere las siguientes ecuaciones de formación:*



1,00 g		1,33 g		
--------	--	--------	--	--



1,00 g		2,67 g		
--------	--	--------	--	--

c) *Resolución*

Cada una de las reacciones, por separado, sigue la Ley de las Proporciones Definidas de Proust. Sin embargo, al considerarlas en su conjunto, Dalton identificó una novedad significativa.

Relacionado las cantidades de oxígeno necesarias para reaccionar con un gramo de carbono se tiene $\frac{2,67}{1,33} = \frac{2}{1}$.

d) Conclusión

La relación de masas de oxígeno en CO₂ y CO es 2:1, cumpliendo con la Ley de Proporciones Múltiples. Esto significa que la masa de oxígeno que se combina con una masa fija de carbono en estos dos compuestos está en una relación de números enteros simples (2:1).

2.2.4 Modelo atómico de Thomson (1897)

Los descubrimientos relacionados con la electricidad pusieron en duda la teoría de Dalton sobre los átomos indivisibles. El Modelo del Pudín de Ciruelas, propuesto por Joseph John Thomson en 1897, postulaba que los átomos tenían una masa positiva con electrones contenidos en su interior, semejantes a las pasas en un pudín. El descubrimiento del electrón, una partícula subatómica con carga negativa, mediante el experimento del tubo de rayos catódicos, proporcionó evidencia a favor de este modelo [10].

El físico inglés J. J. Thomson determinó la relación entre la carga eléctrica y la masa del electrón utilizando un tubo de rayos catódicos y sus conocimientos sobre teoría electromagnética. El valor obtenido fue de -1.76×10^8 C/g, donde C representa coulomb, la unidad de carga eléctrica.

La carga positiva está dispersa sobre la esfera completa



Figura 2. Modelo atómico propuesto por J. J. Thomson.

Fuente: [4].

Debido a que se asemeja a un clásico postre inglés con pasas, el modelo atómico de Thomson, **Figura 2**, a veces se denomina “modelo del pudín de ciruelas”. Según esta idea, una esfera uniforme de carga positiva contiene electrones incrustados en su interior.

2.2.5 Modelo atómico de Rutherford (1911)

Ernest Rutherford cuestionó el modelo del pudín de ciruelas en 1911 con su célebre experimento de la lámina de oro. A partir de sus resultados —que la mayoría de las partículas alfa atravesaban el átomo, mientras que otras eran fuertemente desviadas— concluyó que los átomos contienen un núcleo compacto y con carga positiva en su centro, alrededor del cual orbitan los electrones [11].

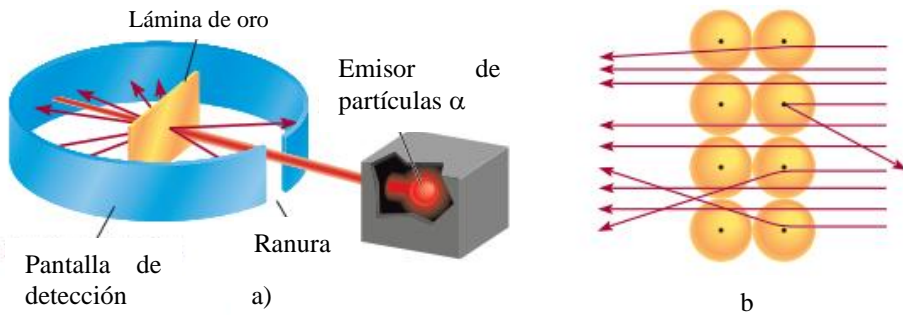


Figura 3. Experimento de Rutherford.

Fuente: [4].

La **Figura 3** muestra: a) el montaje experimental de Rutherford para medir la dispersión de partículas α con una lámina de oro.

Este experimento, realizado en 1909, consistió en bombardear una lámina muy delgada de oro con partículas α . Según el modelo atómico dominante en ese momento, se predecía que estas partículas atravesarían la lámina con desviaciones insignificantes. Sin embargo, los resultados fueron inesperados: la mayoría de las partículas atravesaron la lámina sin alteración, un pequeño número se desvió en ángulos pronunciados y, en ocasiones, unas pocas llegaron a rebotar en dirección contraria. Como resultado de estos descubrimientos, Rutherford propuso el modelo nuclear del átomo, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo y tanto la masa como la carga positiva se concentran en un núcleo pequeño y denso.

Por otra parte, en la b) se indica el esquema amplificado de la trayectoria de partículas α :

En el esquema amplificado de la trayectoria de las partículas a al atravesar la lámina de oro, se muestra cómo la mayoría de las partículas siguen una trayectoria recta a través del espacio vacío del átomo. Sin embargo, algunas experimentan colisiones directas o cercanas con el núcleo cargado positivamente, lo que resulta en desviaciones significativas en sus trayectorias. Este esquema hizo pesar que la mayor parte de la masa y carga positiva de un átomo se concentra en un pequeño núcleo, dando lugar a un nuevo entendimiento de la estructura atómica propuesto por Rutherford.

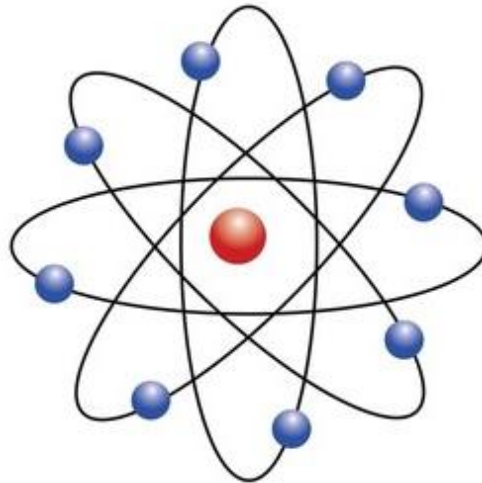


Figura 4. Modelo atómico de Rutherford.

Fuente: [4].

El modelo planetario propuesto por Rutherford, **Figura 4**, describe un átomo como un sistema solar en miniatura, con electrones orbitando alrededor de un núcleo central masivo y cargado positivamente.

El modelo de Rutherford dejó sin resolver un problema importante: la relación de masa entre átomos de helio y de hidrógeno no coincidía con la esperada de 2:1. James Chadwick, en 1932, al bombardear berilio con partículas alfa, descubrió una nueva partícula subatómica: el neutrón. Los núcleos de helio tienen dos protones y dos neutrones, mientras que los de hidrógeno solo contienen un protón. Esto explicó la relación real de masa de 4:1, solucionando el interrogante, completando así la imagen moderna del átomo [12].

2.2.6 *Modelo de Bohr (1913)*

Niels Bohr llevó el modelo de Rutherford un paso más allá al introducir la cuantización de la energía. En el Modelo de Bohr, los electrones orbitaban alrededor del núcleo en niveles cuantizados de energía, y solo podían ocupar órbitas específicas. Este modelo explicó con éxito los espectros de emisión y absorción de los átomos, pero tenía limitaciones en átomos más grandes.

Desde el siglo XVII, cuando Newton demostró que la luz solar está compuesta por diversos componentes de color que, al combinarse nuevamente, generan luz blanca, los físicos y químicos han investigado las características de los espectros de emisión. Estos espectros pueden ser continuos o presentar líneas de radiación emitida por las sustancias [13].

En 1913, Niels Bohr presentó una explicación teórica revolucionaria del espectro de emisión del átomo de hidrógeno, justo después de los avances de Planck y Einstein. En su enfoque, Bohr, considerando al átomo como una unidad, postuló órbitas circulares para los electrones

girando alrededor del núcleo. Este modelo, aunque simplista, se asemejaba al movimiento planetario alrededor del Sol. Bohr sugirió que la atracción electrostática entre el protón "solar" y el electrón "planetario" debía equilibrarse con la aceleración debida al movimiento circular del electrón. Aunque no preciso en todos sus detalles, el modelo de Bohr sentó las bases para comprender las posiciones de las líneas espectrales [14].

En este modelo, la absorción de energía hace que un electrón pase de un estado de energía más bajo a uno más alto, mientras que la emisión ocurre cuando el electrón se mueve de un estado de mayor energía a uno más bajo, liberando energía en forma de un fotón. Este cambio cuantizado de energía es análogo al movimiento de una pelota de tenis en una escalera, **Figura 5**, donde la pelota puede ocupar solo posiciones discretas, nunca entre los peldaños. La cantidad de energía asociada a estos cambios está determinada por la diferencia en niveles de energía, estableciendo así una relación cuantitativa en el átomo de Bohr.

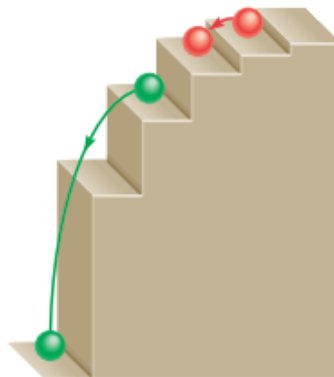


Figura 5. Analogía mecánica de los procesos de emisión propuesto por Bohr.

Fuente: [4].

2.2.7 *Mecánica cuántica (1920 - 1970)*

El surgimiento de la mecánica cuántica en las décadas de 1920 y 1930 constituyó un descubrimiento decisivo. Esta teoría, desarrollada por Schrödinger, Heisenberg y otros, explicó cómo las partículas subatómicas se comportaban como ondas de probabilidad. En el modelo cuántico actual, los electrones se representan como nubes de probabilidad que rodean al núcleo, en lugar de como partículas en órbitas fijas [15].

Tras el éxito de la teoría de Bohr, surgieron diferencias significativas. Su modelo no lograba explicar adecuadamente los espectros de emisión de átomos multielectrónicos como el litio y el helio. Además, no consideraba la aparición de líneas adicionales en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno cuando se encontraba en un campo magnético. La precisión de la “posición” de una onda se convirtió en un problema después de descubrirse que los electrones se comportaban como ondas. Su naturaleza extendida en el espacio hizo imposible determinar su ubicación precisa, lo que generó mayores dificultades para la descripción exacta de la estructura atómica.

Bohr, sin lugar a dudas, realizó una contribución significativa a nuestra comprensión de los átomos, y su teoría de que la energía de un electrón está cuantizada en un átomo sigue siendo válida hoy en día. Sin embargo, esta hipótesis no abarca por completo el comportamiento electrónico en los átomos.

Mediante un proceso matemático, el físico austríaco Erwin Schrödinger desarrolló en 1926 una ecuación que caracteriza de manera general la energía y el comportamiento de las partículas subatómicas. Esta ecuación es comparable a las leyes de Newton que regulan el movimiento de los objetos macroscópicos. La ecuación de Schrödinger requiere cálculos sofisticados que no se abordan aquí, pero es importante comprender que combina el comportamiento de las partículas en términos de masa (m) y el aspecto ondulatorio a través de una función de onda (ψ), la cual depende de la posición espacial del sistema, como la ubicación de un electrón en un átomo [16].

2.2.8 *Modelo estándar (1970 en adelante)*

La teoría reconocida para explicar las partículas subatómicas y sus interacciones es el Modelo Estándar de la física de partículas, desarrollado en la segunda mitad del siglo XX. Este modelo ofrece una base completa para comprender la estructura atómica y subatómica al combinar la teoría de campos con la teoría cuántica [17].

Este modelo, resultado de décadas de investigación en física de partículas, describe las interacciones de las partículas subatómicas fundamentales. Integra las fuerzas fundamentales electromagnética, débil y fuerte. Dentro de él, las partículas básicas que constituyen la materia son los quarks y los leptones, mientras que los bosones mediadores —que incluyen el gluón, el fotón y los bosones W y Z— son los encargados de facilitar las interacciones entre ellas. El descubrimiento del bosón de Higgs en 2012 completó el Modelo Estándar al explicar el origen de la masa de las partículas [18].

A pesar del notable desempeño del Modelo Estándar al predecir y explicar los fenómenos subatómicos, aún existen cuestiones sin resolver sobre la naturaleza de la materia oscura y la ausencia de gravedad. Esto motiva a los investigadores a buscar modelos más completos y coherentes.

A pesar de sus logros, el Modelo Estándar presenta limitaciones y dificultades teóricas. No considera fenómenos cósmicos como la materia oscura y la energía oscura, ni toma en cuenta la gravedad. Una de las principales áreas de investigación actual en física de partículas sigue siendo la búsqueda de teorías más completas, como la teoría de cuerdas y otros modelos distintos al Modelo Estándar. El objetivo de explorar nuevos aceleradores y experimentos, como los realizados en el Gran Colisionador de Hadrones, es resolver los enigmas pendientes y avanzar hacia una comprensión más completa de la estructura fundamental del universo.

2.3 Resumen

La teoría atómica tiene una larga historia que abarca la formulación correcta de la mecánica cuántica, el actual Modelo Estándar y las ideas filosóficas de los antiguos filósofos. Cada nuevo modelo atómico ha contribuido a mejorar y ampliar nuestro conocimiento sobre la estructura fundamental de la materia.

2.4 Actividades

- Debate sobre la evolución de la teoría atómica.
- Ejercicios prácticos sobre distribución electrónica.

- Dispersión de Rutherford: revise detalladamente el enlace https://phet.colorado.edu/sims/html/rutherford-scattering/latest/rutherford-scattering_all.html?locale=es
- Elabore 5 conclusiones sobre la evolución de la teoría atómica, mediante una lectura crítica utilizando la guía metodológica y apoyándose en otra bibliografía.

2.5 Conclusiones

Esta sesión única busca integrar de manera efectiva los conceptos clave de la teoría atómica y cuántica, proporcionando a los estudiantes una comprensión sólida de su relevancia en la criminalística. Se enfatiza la participación, el análisis crítico y la aplicación práctica de los conocimientos adquiridos en situaciones forenses reales.

CAPÍTULO III

3 RELACIONES PERIÓDICAS Y ENLACE QUÍMICO

3.1 Resultado de aprendizaje

El estudiante será capaz de reconocer las relaciones periódicas de los elementos comprendiendo su ubicación y la periodicidad de sus propiedades, enlaces químicos y el modo como dos o más elementos se combinan mediante la resolución de problemas.

3.2 Objetivo de aprendizaje

El estudiante será capaz de reconocer las relaciones periódicas de los elementos comprendiendo su ubicación y la periodicidad de sus propiedades, enlaces químicos y el modo como dos o más elementos se combinan mediante la resolución de problemas.

3.3 Desarrollo:

Título: Explorando la tabla periódica y las relaciones periódicas de los elementos en la criminalística

3.3.1 *Introducción:*

La tabla periódica, que ofrece un marco ordenado para comprender las características de los elementos y sus interacciones, es una herramienta importante en la química y la criminalística. Aquí, se analizarán las relaciones periódicas de los elementos, incluyendo las energías de ionización, la afinidad electrónica, los radios atómicos e iónicos y otras propiedades periódicas importantes. Los lectores mejorarán su

comprensión de estos conceptos clave para la práctica forense al resolver problemas del mundo real junto con sus soluciones [19], [20].

3.3.2 *Fundamentos de la Tabla Periódica*

En la tabla periódica, los elementos se organizan en filas y columnas de acuerdo con sus características físicas y químicas. Esta sección analizará la estructura fundamental de la tabla periódica y cómo se relaciona con las propiedades de los elementos.

a) Ejercicio 1:

1. ¿Cómo están organizados los elementos en la tabla periódica?
2. Identifica la fila y la columna en la que se encuentran el sodio (Na) y el oxígeno (O).
3. Explica la importancia de la tabla periódica en la química y la criminalística.

b) Solución:

1. Los elementos están organizados en filas llamadas períodos y columnas llamadas grupos.
2. El sodio se encuentra en el período 3 y el grupo 1, mientras que el oxígeno se encuentra en el período 2 y el grupo 16.
3. La tabla periódica es importante porque proporciona una estructura organizada para comprender las propiedades y relaciones entre los elementos, lo que es crucial en la identificación de sustancias y el análisis forense.

3.3.3 *Radio atómico y radio iónico*

El radio iónico es la distancia entre el electrón más externo y el centro del núcleo de un ion, mientras que el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos en una muestra del elemento.

a) Ejercicio 2:

1. Define el concepto de radio atómico y proporciona ejemplos de elementos con radio atómico grande y pequeño.
2. ¿Qué factores afectan el tamaño del radio iónico?
3. Compara el radio atómico y el radio iónico de un mismo elemento y explica las diferencias.

b) Solución:

1. El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en una muestra de un elemento. Por ejemplo, el radio atómico de cesio (Cs) es grande, mientras que el radio atómico del flúor (F) es pequeño.
2. El tamaño del radio iónico está influenciado por el número de electrones en la capa externa y la carga del ion.
3. El radio atómico generalmente es mayor que el radio iónico, ya que el radio atómico considera todo el átomo, mientras que el radio iónico se refiere solo al ion.

3.3.4 *Afinidad electrónica y energías de ionización*

La afinidad electrónica es la energía liberada cuando un átomo gana un electrón, mientras que la energía de ionización es la energía requerida para eliminar un electrón de un átomo gaseoso neutro.

a) *Ejercicio 3:*

1. Explica qué significa una afinidad electrónica alta y baja y proporciona ejemplos de elementos con cada una.
2. ¿Cómo varía la afinidad electrónica a lo largo de un período y un grupo en la tabla periódica?
3. ¿Qué factores afectan la energía de ionización y cómo se relaciona con la ubicación de un elemento en la tabla periódica?

b) *Solución:*

1. Una afinidad electrónica alta significa que un átomo tiene una alta capacidad para aceptar electrones y liberar energía en el proceso, como el cloro (Cl). Una afinidad electrónica baja indica una menor tendencia a aceptar electrones, como el helio (He).
2. La afinidad electrónica tiende a aumentar a lo largo de un período de izquierda a derecha y disminuir de arriba hacia abajo en un grupo.
3. La energía de ionización se ve afectada por la carga nuclear efectiva y la distancia del electrón a la carga nuclear. En general, la energía de ionización tiende a aumentar a lo largo de un período y disminuir de arriba hacia abajo en un grupo.

3.3.5 *Otras propiedades periódicas*

Además del radio atómico, radio iónico, afinidad electrónica y energías de ionización, existen otras propiedades periódicas como la electronegatividad, la reactividad química y la conductividad eléctrica.

a) Ejercicio 4:

1. Define electronegatividad y proporciona ejemplos de elementos con alta y baja electronegatividad.
2. ¿Cómo varía la reactividad química a lo largo de un período y un grupo en la tabla periódica?
3. ¿Cuál es la tendencia de la conductividad eléctrica en la tabla periódica y por qué?

b) Solución:

1. La electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace químico. Elementos como el flúor (F) tienen alta electronegatividad, mientras que elementos como el cesio (Cs) tienen baja electronegatividad.
2. La reactividad química tiende a disminuir de izquierda a derecha en un período y aumentar de arriba hacia abajo en un grupo.
3. Los metales tienden a tener alta conductividad eléctrica debido a la presencia de electrones libres en la banda de conducción, mientras que los no metales tienen baja conductividad eléctrica debido a la falta de electrones libres.

3.4 Resumen

Debido a que proporcionan un marco estructurado para comprender las características de los elementos y sus interacciones químicas, la tabla periódica y las relaciones periódicas de los elementos son importantes en la disciplina de la criminalística. En este apartado se analizó la afinidad electrónica, las energías de ionización, los radios atómicos e iónicos y otras propiedades periódicas relevantes.

a) Actividades

- Debate sobre la historia de la tabla periódica.
- Debate sobre la tabla periódica de los elementos.
- Ejercicios prácticos sobre propiedades periódicas.

3.5 Conclusiones

La práctica forense requiere comprender las correlaciones periódicas entre los elementos de la tabla periódica. Estos conceptos sirven como base para realizar análisis forenses de manera precisa, identificar sustancias químicas y predecir su comportamiento químico. Los estudiantes pueden mejorar su comprensión de estas ideas fundamentales mediante actividades prácticas y sus soluciones, lo que los capacita para enfrentar con seguridad y competencia los desafíos en la investigación forense.

CAPÍTULO IV

4 ENLACE QUÍMICO

4.1 Objetivo de aprendizaje

El estudiante será capaz de reconocer las relaciones periódicas de los elementos comprendiendo su ubicación y la periodicidad de sus propiedades, enlaces químicos y el modo como dos o más elementos se combinan mediante la resolución de problemas.

4.2 Desarrollo

Título: Explorando los fundamentos del enlace químico en la criminalística

El enlace químico es un concepto clave tanto en química como en criminalística dado que determina cómo los átomos se unen para formar moléculas y compuestos. En esta lectura se explorarán los fundamentos del enlace químico, incluyendo sus tipos, definición, formación y la regla del octeto. Los estudiantes mejorarán su comprensión de estos conceptos esenciales para la práctica forense al resolver problemas del mundo real junto con sus soluciones [21].

4.2.1 *¿Qué es un enlace químico?*

La fuerza que mantiene unidos a los átomos en una molécula o compuesto se llama enlace químico [22]. Para crear un estado eléctrico estable, analizaremos cómo los átomos comparten o transfieren electrones.

a) *Ejercicio 1:*

1. Define enlace químico y proporciona ejemplos de compuestos que contienen enlaces covalentes y compuestos que contienen enlaces iónicos.
2. ¿Cómo se diferencia un enlace covalente de un enlace iónico?
3. Explica por qué los átomos forman enlaces químicos.

b) *Solución:*

1. Un enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos en una molécula o compuesto. Ejemplos de enlaces covalentes incluyen el agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2), mientras que ejemplos de enlaces iónicos incluyen el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfato de calcio (CaSO_4).
2. En un enlace covalente, los átomos comparten electrones, mientras que, en un enlace iónico, los átomos transfieren electrones para formar iones con cargas opuestas.
3. Los átomos forman enlaces químicos para alcanzar una configuración electrónica más estable, generalmente cumpliendo con la regla del octeto.

4.2.2 *Formación de enlaces químicos*

Los enlaces químicos se forman cuando los átomos adquieren una configuración electrónica estable, ya sea compartiendo electrones en enlaces covalentes o transfiriéndolos en enlaces iónicos.

a) *Ejercicio 2:*

1. Describe el proceso de formación de un enlace covalente y un enlace iónico.
2. ¿Por qué el hidrógeno (H) forma enlaces covalentes mientras que el sodio (Na) forma enlaces iónicos?
3. ¿Cuál es la importancia de la configuración electrónica en la formación de enlaces químicos?

b) *Solución:*

1. En un enlace covalente, los átomos comparten electrones para completar sus niveles de energía externos y alcanzar estabilidad. En un enlace iónico, los átomos transfieren electrones para formar iones con cargas opuestas, que luego se atraen entre sí debido a la fuerza electrostática.
2. El hidrógeno forma enlaces covalentes porque tiene un solo electrón en su capa externa y puede compartirlo con otros átomos para completar su capa de valencia. El sodio forma enlaces iónicos porque tiene un electrón de valencia fácilmente removible, lo que resulta en la formación de un catión Na^+ al perder este electrón.
3. La configuración electrónica determina la disposición y la capacidad de los átomos para formar enlaces químicos, ya que los átomos tienden a adquirir configuraciones electrónicas estables, como cumplir con la regla del octeto.

4.2.3 Tipos de enlaces químicos

Los enlaces químicos pueden ser covalentes, iónicos o metálicos, dependiendo de cómo los átomos comparten o transfieren electrones.

a) *Ejercicio 3:*

1. Define enlaces covalentes, iónicos y metálicos y proporciona ejemplos de compuestos que exhiben cada tipo de enlace.
2. ¿Cómo se caracteriza la naturaleza del enlace en función de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que participan en él?
3. ¿Qué tipo de enlace predomina en los compuestos formados entre metales y no metales?

b) *Solución:*

1. Los enlaces covalentes se forman cuando los átomos comparten electrones, como en el agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2). Los enlaces iónicos resultan de la transferencia de electrones entre átomos, como en el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfato de calcio (CaSO_4). Los enlaces metálicos se forman entre átomos metálicos y se caracterizan por la "nube" de electrones libres que rodea a los iones metálicos, como en el cobre (Cu) y el hierro (Fe).
2. La diferencia de electronegatividad entre los átomos determina la naturaleza del enlace. Si la diferencia de electronegatividad es alta, se forma un enlace iónico; si es baja, se forma un enlace covalente.

3. En los compuestos formados entre metales y no metales, generalmente predomina un enlace iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad entre los elementos involucrados.

4.2.4 Regla del octeto y excepciones

La regla del octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para adquirir una configuración electrónica estable con ocho electrones en la capa de valencia.

a) Ejercicio 4:

1. Explica la regla del octeto y proporciona ejemplos de compuestos que la cumplen.
2. ¿Cuáles son algunas excepciones a la regla del octeto y por qué ocurren?
3. ¿Por qué es importante comprender la regla del octeto en la criminalística?

b) Solución:

1. La regla del octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar una configuración electrónica estable con ocho electrones en la capa de valencia. Ejemplos de compuestos que cumplen con la regla del octeto incluyen el cloruro de sodio (NaCl) y el dióxido de carbono (CO₂).
2. Algunas excepciones a la regla del octeto incluyen moléculas con un número impar de electrones, como el radical hidroxilo (OH·) y el radical nitrato (NO₃·), así como los elementos de la tercera fila en la tabla periódica que pueden expandir su octeto.

3. Es importante interpretar la regla del octeto en la criminalística porque proporciona un marco para comprender cómo los átomos se unen para formar compuestos y moléculas, lo que resulta importante para la identificación de sustancias y el análisis forense.

4.3 Resumen

Conocer el enlace químico es importante en la práctica forense para identificar drogas y comprender cómo se comportan en una escena del crimen. Cuando los átomos comparten o transfieren electrones para alcanzar una configuración electrónica estable, se genera una fuerza que mantiene unidos a los átomos en compuestos y moléculas.

Al estudiar los enlaces covalentes, iónicos y metálicos, los estudiantes aprenden cómo la regla del octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar ocho electrones en su capa de valencia, así como cómo la diferencia de electronegatividad entre los átomos determina el tipo de enlace.

a) Actividades

- Debate sobre el enlace químico.

4.4 Conclusiones

El enlace químico es un concepto clave en la ciencia forense dado que determina cómo interactúan los átomos para formar compuestos y moléculas. Los estudiantes pueden enfrentar con seguridad y competencia los desafíos relacionados con la identificación de

sustancias y el análisis forense si comprenden la formación de enlaces, los tipos de enlace y la regla del octeto. Su comprensión de estos conceptos fundamentales para la práctica forense se fortalece aún más al realizar ejercicios y revisar sus soluciones.

CAPÍTULO V

5 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

5.1 Objetivo de aprendizaje

El estudiante será capaz de comprender las reglas de nomenclatura, desarrollando habilidades para reconocer la composición y estructura de los compuestos inorgánicos y expresarlos de manera clara y precisa a través de su denominación sistemática.

5.2 Desarrollo

Título: Explorando la nomenclatura de compuestos inorgánicos en la criminalística

5.2.1 *Introducción:*

La interpretación de la evidencia y la resolución de casos en la práctica forense dependen de la identificación y nomenclatura precisas de las sustancias inorgánicas. Esta guía analiza los tipos de compuestos inorgánicos, sus definiciones y las convenciones de nomenclatura. Los estudiantes mejorarán su capacidad para aplicar este conocimiento en investigaciones forenses mediante actividades prácticas y sus soluciones [23].

5.2.2 *Concepto de compuesto inorgánico*

Las sustancias que no presentan enlaces carbono-hidrógeno se conocen como compuestos inorgánicos. Se clasifican en sales, ácidos, hidróxidos

y óxidos; cada uno posee propiedades particulares y una variedad de usos.

a) Ejercicio 1:

1. ¿Qué caracteriza a un compuesto inorgánico?
2. Distingue entre óxidos, hidróxidos, ácidos y sales, proporcionando ejemplos de cada uno.
3. Explica la importancia de los compuestos inorgánicos en la criminalística.

b) Solución:

1. Los compuestos inorgánicos no contienen enlaces carbono-hidrógeno y abarcan una amplia gama de sustancias con propiedades y comportamientos específicos.
2. Los óxidos son compuestos binarios que contienen oxígeno y otro elemento, como el dióxido de carbono, CO_2 . Los hidróxidos son compuestos que contienen el ion hidróxido, $-\text{OH}$, como el hidróxido de sodio, NaOH . Los ácidos son compuestos que liberan iones de hidrógeno, H^+ en solución, como el ácido clorhídrico, HCl . Las sales son compuestos iónicos formados por un catión metálico y un anión no metálico, como el cloruro de sodio, NaCl .
3. Los compuestos inorgánicos son útiles en la criminalística para identificar sustancias en la escena del crimen, determinar su origen y rastrear su posible empleo o manipulación.

5.2.3 *Nomenclatura de compuestos inorgánicos*

La nomenclatura de compuestos inorgánicos sigue reglas específicas para nombrar correctamente cada tipo de compuesto, asegurando una comunicación precisa y universal.

a) Ejercicio 2:

1. Describe el proceso de nombrar óxidos y proporciona ejemplos.
2. ¿Cuál es el método para nombrar hidróxidos y cómo se aplica?
3. Explica las reglas para nombrar ácidos y sales, utilizando ejemplos para ilustrar cada caso.

b) Solución:

1. Los óxidos se nombran indicando primero el nombre del elemento no metálico (oxígeno) y luego el del elemento metálico o no metálico, como el óxido de aluminio, Al_2O_3 o el óxido de carbono, CO_2 .
2. Los hidróxidos se nombran comenzando con el nombre del metal, seguido de la palabra "hidróxido", como el hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ o el hidróxido de sodio, NaOH .
3. Los ácidos se nombran utilizando el prefijo "ácido" seguido del nombre del anión, como el ácido clorhídrico, HCl , o el ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Las sales se nombran indicando primero el catión y luego el anión, como el cloruro de sodio, NaCl , o el sulfato de calcio, CaSO_4 .

5.2.4 Reglas para nombrar compuestos inorgánicos

Las reglas para nombrar compuestos inorgánicos son importantes para garantizar una comunicación precisa y universal en la comunidad científica y forense.

a) *Ejercicio 3:*

1. Enumera las reglas básicas para nombrar óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.
2. Aplica estas reglas para nombrar los siguientes compuestos: CaO, Fe(OH)₃, HNO₃ y NaCl.
3. Proporciona una justificación para cada nombre generado.

b) *Solución:*

1. Las reglas básicas incluyen identificar los elementos presentes en el compuesto, utilizar prefijos y sufijos específicos según el tipo de compuesto, y asegurar que la carga total sea neutra en el caso de las sales.
2. CaO se nombra como óxido de calcio, Fe(OH)₃ como hidróxido de hierro (III), HNO₃ como ácido nítrico y NaCl como cloruro de sodio.
3. Estos nombres se derivan de las reglas establecidas para cada tipo de compuesto. En el caso de Fe(OH)₃, el prefijo "hidróxido" se utiliza para indicar la presencia del ion hidróxido, -OH, mientras que el número romano entre paréntesis indica la valencia del hierro. Para HNO₃, el prefijo "ácido" denota su naturaleza ácida,

y para NaCl, el nombre refleja la combinación de los iones cloruro y sodio.

5.2.5 Resumen

La nomenclatura de compuestos inorgánicos es un conjunto de reglas sistemáticas importantes en la práctica de la química y en especial aplicada al área de criminalística, puesto que permite la correcta identificación y comunicación de sustancias en la escena del crimen. A través de la comprensión de los tipos de compuestos y las reglas para su nombramiento, los estudiantes adquieren una herramienta necesaria para el análisis forense. La práctica de ejercicios y la comprensión de soluciones fortalecen su capacidad para aplicar estos conocimientos en situaciones reales, contribuyendo así al éxito de investigaciones criminales.

5.2.6 Actividades

- Debate sobre los compuestos inorgánicos.
- Resuelva los siguientes ejercicios seleccionados:

5.2.7 Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Instrucciones: Desarrolle las siguientes cuestiones en máximo 150 palabras cada una.

- ¿Cuál es la diferencia entre compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos?
- ¿Cuáles son las cuatro principales categorías de los compuestos inorgánicos?

- Dé un ejemplo de un compuesto binario y un ejemplo de un compuesto ternario.
- ¿Cuál es el sistema de Stock? ¿Qué ventajas tiene sobre el sistema antiguo para nombrar los cationes?
- Explique por qué la fórmula HCl puede representar dos diferentes sistemas químicos.
- Defina los siguientes términos: ácidos, bases, oxiácidos, oxianiones e hidratos.

5.2.8 *Nombre de compuestos inorgánicos*

Instrucciones: Desarrolle las siguientes cuestiones posteriormente, seleccione uno y solo uno (1) compuesto de cada apartado y establezca una relación con la carrera de Criminalística en máximo 150 palabras cada compuesto seleccionado.

a) *Nombre los siguientes compuestos:*

- Na_2CrO_4
- K_2HPO_4
- HBr (gaseoso)
- HBr (acuoso)
- Li_2CO_3
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- NH_4NO_2
- PF_3
- PF_5
- P_4O_6

- CdI_2
- SrSO_4
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

b) *Nombre los siguientes compuestos:*

- KClO
- Ag_2CO_3
- FeCl_2
- KMnO_4
- CsClO_3
- HIO
- FeO
- Fe_2O_3
- TiCl_4
- NaH
- Li_3N
- Na_2O
- Na_2O_2
- $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

c) *Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:*

- Nitrito de rubidio
- Sulfuro de potasio
- Hidrógeno sulfuro de sodio
- Fosfato de magnesio

- Hidrógeno fosfato de calcio
- Dihidrógeno fosfato de potasio
- Heptafluoruro de yodo
- Sulfato de amonio
- Perclorato de plata
- Tricloruro de boro

d) *Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:*

- Cianuro de cobre(I)
- Clorito de estroncio
- Ácido perbrómico
- Ácido yodhídrico
- Fosfato de disodio y amonio
- Carbonato de plomo(II)
- Fluoruro de estaño(II)
- Decasulfuro de tetrafósforo
- Óxido de mercurio(II)
- Yoduro de mercurio(I)
- Hexafluoruro de selenio

5.2.9 Conclusiones

En el estudio de la nomenclatura de compuestos inorgánicos, se exploran los fundamentos esenciales para identificar y denominar correctamente diversas sustancias presentes en la criminalística. Comenzando con una definición de compuestos inorgánicos y una

descripción de sus tipos, como óxidos, hidróxidos, ácidos y sales, se abordan las reglas detalladas para nombrar cada categoría.

CAPÍTULO VI

6 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS

6.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita comprender la nomenclatura de los compuestos orgánicos.

6.2 Desarrollo

Título: Explorando la nomenclatura de compuestos orgánicos en la criminalística

6.2.1 *Introducción:*

Un compuesto orgánico es una molécula que contiene carbono en su estructura. Estos compuestos están presentes en los seres vivos y en muchas sustancias que utilizamos en nuestra vida diaria, como alimentos, medicamentos, plásticos y productos químicos [24].

La principal característica de los compuestos orgánicos es su capacidad para formar cadenas carbonadas, donde los átomos de carbono se unen entre sí y también se pueden enlazar con otros elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, etc. Estas uniones determinan las propiedades y funciones de los compuestos orgánicos, lo cual los hace de gran utilidad en la criminalística.

En el campo de la criminalística, la química orgánica juega un papel especial en la identificación e investigación de sustancias presentes en la escena del crimen. La nomenclatura de los compuestos orgánicos es

un aspecto fundamental de la química orgánica, ya que permite identificar de manera precisa y sistemática los diferentes compuestos presentes en una muestra.

En esta guía, vamos a explorar los conceptos básicos de la nomenclatura de compuestos orgánicos y cómo se aplican en el campo de la criminalística.

6.2.2 Concepto de compuesto orgánico

Los compuestos orgánicos son sustancias que contienen carbono, generalmente unidos a hidrógeno y otros elementos como oxígeno, nitrógeno, azufre y halógenos. Se dividen en hidrocarburos, compuestos oxigenados, nitrogenados, halogenados y otros.

a) Ejercicio 1:

1. Define qué es un compuesto orgánico y proporciona ejemplos de al menos tres tipos diferentes.
2. ¿Cuál es la importancia de los compuestos orgánicos en la criminalística?
3. Enumera los compuestos orgánicos más comunes encontrados en investigaciones forenses y describe sus características principales.

b) Solución:

1. Los compuestos orgánicos son sustancias que contienen carbono y se clasifican en hidrocarburos (ejemplo, metano y etano), compuestos oxigenados (ejemplo, alcoholes y éteres),

nitrogenados (ejemplo, aminas y amidas), halogenados (ejemplo, clorofluorocarbonos) y otros (ejemplo, cetonas y ácidos carboxílicos).

2. Los compuestos orgánicos son importantes en la criminalística porque constituyen la base de muchas sustancias encontradas en la escena del crimen, como drogas, explosivos, solventes y compuestos de ignición.
3. Algunos compuestos orgánicos comunes en investigaciones forenses incluyen drogas ilegales como la cocaína y la heroína, productos químicos utilizados en la fabricación de explosivos y productos de inflamables como el tolueno y el acetileno.

6.2.3 Nomenclatura de compuestos orgánicos

La nomenclatura de compuestos orgánicos sigue reglas específicas para nombrar correctamente cada tipo de compuesto, garantizando una comunicación precisa y universal.

a) Ejercicio 2:

1. Describe el proceso de nombrar hidrocarburos y proporciona ejemplos.
2. ¿Cuál es el método para nombrar compuestos oxigenados y nitrogenados y cómo se aplica?
3. Explica las reglas para nombrar compuestos halogenados y otros, utilizando ejemplos para ilustrar cada caso.

b) *Solución:*

1. Los hidrocarburos se nombran según la cantidad de átomos de carbono y el tipo de enlace que los une, como el metano, CH_4 y el etano, C_2H_6 .
2. Los compuestos oxigenados y nitrogenados se nombran indicando primero el prefijo correspondiente al grupo funcional seguido del nombre del hidrocarburo base, como el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, y la anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.
3. Los compuestos halogenados se nombran indicando la posición y el número de átomos de halógeno en el hidrocarburo base, como el clorometano, CH_3Cl y el tetracloruro de carbono, CCl_4 .

6.2.4 Reglas para nombrar compuestos orgánicos

La aplicación generalizada de un sistema de denominación acordado se presenta como una herramienta para facilitar la comunicación efectiva en los campos de la química, la industria y la normativa relacionada con el comercio internacional, así como con la salud y la seguridad. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC por sus siglas en inglés, emite directrices sobre diversos aspectos de este sistema de denominación [25].

a) *Ejercicio 3:*

1. Enumera las reglas básicas para nombrar hidrocarburos, compuestos oxigenados, nitrogenados, halogenados y otros.
2. Aplica estas reglas para nombrar los siguientes compuestos: propano, etanol, anilina, cloroformo y acetona.

3. Proporciona una justificación para cada nombre generado.

b) Solución:

1. Las reglas básicas incluyen identificar el tipo de compuesto, bien sea hidrocarburo, compuesto oxigenado, nitrogenado, halogenado u otro, luego identificar el grupo funcional, y utilizar prefijos y sufijos específicos según el tipo de compuesto.
2. Propano es un hidrocarburo, etanol es un alcohol, anilina es una amina, cloroformo es un halogenuro y acetona es una cetona.
3. Estos nombres se derivan de las reglas establecidas para cada tipo de compuesto. Por ejemplo, el nombre "etanol" indica la presencia del grupo funcional -OH, mientras que "cloroformo" indica la presencia de átomos de cloro en un compuesto orgánico.

6.3 Resumen

En el estudio de la nomenclatura de compuestos orgánicos, se exploran los fundamentos para identificar y nombrar correctamente una amplia variedad de sustancias presentes en la criminalística. Desde hidrocarburos hasta compuestos oxigenados, nitrogenados, halogenados y otros, este curso abarca las reglas específicas para nombrar cada tipo de compuesto de manera precisa y universalmente aceptadas. A través de ejercicios prácticos y soluciones, los estudiantes fortalecen su comprensión de estos conceptos, adquiriendo habilidades específicas para la interpretación de la evidencia y la resolución de casos en el campo de la criminalística.

6.4 Actividades

- Debate sobre los compuestos orgánicos.
- Establezca la nomenclatura sistemática (IUPAC) de 10 compuestos orgánicos y justifica en cada caso, su relación con la carrera de criminalística.
- Elabore 3 conclusiones sobre la nomenclatura de los compuestos orgánicos.

6.5 Conclusiones

La nomenclatura de compuestos orgánicos es un conjunto de reglas sistemáticas que permiten elaborar el nombre de dichos compuestos de forma inequívoca y universalmente aceptadas. En el campo de la criminalística, permite la correcta identificación y denominación de sustancias presentes en la escena del crimen. A través de la comprensión de los tipos de compuestos y las reglas para su nombramiento, los estudiantes adquieren esta herramienta para el análisis forense. La práctica de ejercicios y la comprensión de soluciones fortalecen su capacidad para aplicar estos conocimientos en situaciones reales, contribuyendo así al éxito de investigaciones criminales.

CAPÍTULO VII

7 LAS REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

7.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita distinguir los conceptos de las reacciones y ecuaciones químicas.

7.2 Desarrollo

Título: Las reacciones y ecuaciones químicas

7.2.1 *Introducción:*

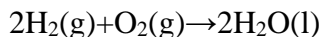
Las reacciones y ecuaciones químicas son importantes en la química y la criminalística, ya que describen cómo las sustancias interactúan y se transforman. Este tema aborda la definición y tipos de reacciones químicas, así como el balanceo de ecuaciones, una destreza necesaria para cualquier químico [26].

7.2.2 *Definición de reacciones químicas*

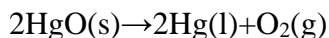
Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias (reactivos) se transforman en una o más sustancias diferentes (productos). Este cambio implica la ruptura y formación de enlaces químicos y es acompañado por cambios en la energía.

7.2.3 *Tipos de reacciones químicas:*

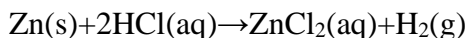
1. Síntesis o Combinación: Dos o más reactivos se combinan para formar un solo producto. Ejemplo:



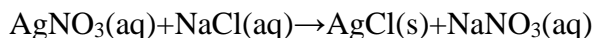
2. Descomposición: Un solo compuesto se descompone en dos o más productos. Ejemplo:



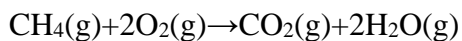
3. Desplazamiento Simple: Un elemento reemplaza a otro en un compuesto. Ejemplo:



4. Desplazamiento Doble: Los iones de dos compuestos intercambian lugares para formar dos nuevos compuestos. Ejemplo:



5. Combustión: Un hidrocarburo reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. Ejemplo:



a) Ejercicio 1: Identificación de tipos de reacciones

1. Clasifica las siguientes reacciones en una de las categorías mencionadas:

- $2\text{KClO}_3(\text{s})\rightarrow 2\text{KCl}(\text{s})+3\text{O}_2(\text{g})$
- $\text{CaCO}_3(\text{s})\rightarrow \text{CaO}(\text{s})+\text{CO}_2(\text{g})$
- $2\text{Na}(\text{s})+\text{Cl}_2(\text{g})\rightarrow 2\text{NaCl}(\text{s})$

b) *Solución 1:*

1. Descomposición: $2\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$
2. Descomposición: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
3. Síntesis: $2\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{s})$

7.2.4 *Balanceo de ecuaciones químicas*

El balanceo de ecuaciones químicas asegura que la misma cantidad de átomos de cada elemento esté presente en ambos lados de la ecuación, respetando la ley de conservación de la masa.

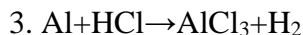
a) *Métodos de balanceo:*

1. Método de Inspección: Ajuste de coeficientes para equilibrar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.
2. Método algebraico: Uso de ecuaciones algebraicas para representar la cantidad de átomos de cada elemento y resolver el sistema resultante.
3. Método del Ion-Electrón (Redox): Especialmente útil para reacciones de oxidación-reducción, donde se equilibran tanto las cargas como los átomos.

b) *Ejercicio 2: Balanceo de ecuaciones*

Balancea las siguientes ecuaciones químicas:

1. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$



c) *Solución 2:*

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

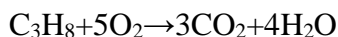
7.2.5 *Aplicaciones en criminalística*

La capacidad de identificar y balancear reacciones químicas es importante en el análisis forense. Por ejemplo, la detección de productos de combustión en incendios o la identificación de sustancias controladas.

a) *Ejercicio 3: Caso práctico*

En una escena de incendio, se encuentran restos de un hidrocarburo quemado. Escribe la ecuación química para la combustión completa del propano, C_3H_8 , y balancea la ecuación.

b) *Solución 3:*

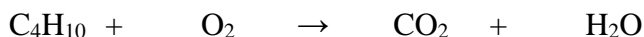


c) *Conclusión:*

El conocimiento de reacciones y ecuaciones químicas, junto con la habilidad para balancearlas, es un requerimiento para los estudiantes de criminalística. Este conocimiento permite realizar análisis precisos y resolver casos complejos.

d) *Ejercicio final:*

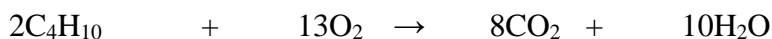
1. Clasifica y balancea la siguiente ecuación:



2. Explica la importancia del balanceo de ecuaciones en el análisis de pruebas forenses.

e) *Solución final:*

1. Ecuación de combustión:



2. El balanceo de las ecuaciones química garantiza la conservación de la masa y ayuda a determinar la cantidad de reactivos y productos involucrados, lo cual es un requisito para la interpretación inequívoca de evidencias en la criminalística.

7.3 Resumen

En el estudio de las reacciones y ecuaciones químicas, se exploran los fundamentos que describen cómo las sustancias interactúan y se transforman, un conocimiento necesario en química y criminalística. Las reacciones químicas se clasifican en varios tipos, como síntesis, descomposición, desplazamiento simple, desplazamiento doble y combustión, cada una con características y ejemplos específicos.

En resumen, la habilidad de balancear ecuaciones es necesaria en el análisis forense, permitiendo una interpretación precisa de las pruebas,

como en la detección de productos de combustión o la identificación de sustancias controladas sujetas a fiscalización.

7.4 Actividades

- Debate sobre el balanceo de las ecuaciones químicas.
- Ejercicios prácticos sobre balanceo de las ecuaciones químicas proporcionados en las diapositivas.

7.5 Conclusiones

El balanceo de ecuaciones químicas es importante para cumplir con la ley de conservación de la masa, asegurando que la cantidad de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Este proceso puede realizarse mediante métodos como la inspección, el algebraico y el método del ion-electrón para reacciones redox.

CAPÍTULO VIII

8 BALANCEO DE LAS ECUACIONES DE OXIDORREDUCCIÓN

8.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita entender el balanceo de las ecuaciones de oxidorreducción.

8.2 Desarrollo

Título: Las ecuaciones químicas de oxidorreducción

8.2.1 *Introducción*

En el mundo de la ciencia forense, entender las reacciones químicas es importante para comprender cómo se producen y se pueden analizar diferentes tipos de evidencia. Las ecuaciones químicas de oxidorreducción, también conocidas como reacciones de óxido-reducción, son un tipo particular de reacción que involucra la transferencia de electrones entre especies químicas [27], [28], [29].

En estas reacciones, una sustancia cede electrones (se oxida) mientras que otra los acepta (se reduce). Por lo tanto, el término "oxidorreducción" proviene de la combinación de los procesos de oxidación y reducción. Es necesario comprender que, en estas reacciones, la cantidad total de electrones permanece constante, lo que se conoce como el principio de conservación de la carga [30].

En el contexto de la criminalística, las ecuaciones químicas de oxidorreducción pueden ayudar a explicar cómo se producen y se pueden identificar ciertos compuestos presentes en muestras de evidencia, como la detección de agentes químicos utilizados en delitos o accidentes.

A medida que avancemos en este tema, exploraremos los diferentes tipos de reacciones de oxidorreducción, cómo se pueden reconocer y equilibrar las ecuaciones químicas correspondientes, y cómo aplicar estos conocimientos en el análisis forense.

8.2.2 Definición de reacciones químicas

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias (reactivos) se transforman en una o más sustancias diferentes (productos). Este cambio implica la ruptura y formación de enlaces químicos y es acompañado por cambios en la energía.

8.2.3 Tipos de reacciones químicas:

En la Sección 1, vamos a profundizar en la definición de las reacciones químicas de oxidorreducción. Estas reacciones son importantes en la química y juegan un papel distintivo en diversos procesos naturales y aplicaciones industriales.

a) ¿Qué son las reacciones químicas de oxidorreducción?

Son también conocidas como reacciones redox, identifican procesos en los cuales hay una transferencia de electrones entre las especies químicas involucradas. Estas reacciones implican cambios en los

estados de oxidación de los elementos participantes. Básicamente se dan dos procesos de forma simultánea:

- **Oxidación:** Es el proceso en el cual un átomo, ion o molécula pierde electrones. Como resultado, aumenta su estado de oxidación.
- **Reducción:** Por otro lado, la reducción es el proceso opuesto, donde un átomo, ion o molécula gana electrones. Esto conlleva a una disminución en su estado de oxidación.

b) Características principales

Las reacciones de oxidorreducción se pueden identificar por varias características, entre ellas se tiene:

- **Transferencia de electrones:** En estas reacciones, siempre hay una transferencia de electrones de una especie a otra. La especie que se oxida pierde electrones, mientras que la que se reduce los gana.
- **Cambio en los estados de oxidación:** Cada átomo en una reacción redox experimenta un cambio en su estado de oxidación. Este cambio es la clave para identificar a una reacción de oxidorreducción.
- **Conservación de carga:** Aunque los electrones se transfieren entre las especies, la carga neta de la reacción permanece constante. Esto se obedece al principio de conservación de la carga.

c) *Ejemplos comunes*

Las reacciones de oxidorreducción son comunes en muchos procesos cotidianos y naturales. Algunos ejemplos incluyen:

- **Corrosión:** El proceso de corrosión de metales es un ejemplo de una reacción de oxidación, donde el metal pierde electrones y se oxida al entrar en contacto con oxígeno o sustancias corrosivas.
- **Respiración celular:** En este proceso biológico, los organismos vivos utilizan reacciones de oxidorreducción para generar energía a partir de la glucosa y el oxígeno.
- **Las baterías:** Las baterías recargables funcionan mediante reacciones redox, donde se produce una transferencia de electrones entre los electrodos para generar electricidad.

Otros ejemplos relacionados al campo específico de la criminalística:

8.2.4 Identificación de residuos de disparo en escenas de crimen

En la escena de un crimen donde se ha utilizado un arma de fuego, los investigadores forenses emplean reacciones químicas de oxidorreducción para identificar residuos de disparo. Estos residuos, como el plomo y el bario, eventualmente quedan depositados en la piel, la ropa o los objetos cercanos al lugar donde se efectuó el disparo.

Para detectar estos residuos, se utiliza una solución química que reacciona con los elementos presentes en los residuos de disparo, produciendo un cambio de color característico. Esta reacción se basa en la capacidad de los compuestos presentes en la solución para reducir ciertos iones metálicos presentes en los residuos a un estado diferente,

lo que provoca un cambio visible en la solución. Este método de análisis químico ayuda a los investigadores a determinar la ubicación y la extensión de los disparos en una escena de crimen.

8.2.5 Análisis de sustancias tóxicas en casos de envenenamiento

En casos de envenenamiento, los análisis químicos de oxidorreducción se emplean para identificar la presencia de sustancias tóxicas en muestras biológicas, como la sangre o la orina de la víctima. Algunas sustancias tóxicas, como ciertos metales pesados o compuestos orgánicos, pueden provocar reacciones redox específicas cuando se exponen a ciertos reactivos químicos [31].

Por ejemplo, el análisis de plomo en muestras de sangre puede implicar la reducción del plomo presente a un estado de oxidación inferior, seguido de la detección de este plomo reducido utilizando técnicas analíticas como la espectrofotometría de absorción atómica con atomización electrotérmica. Estos análisis permiten a los investigadores identificar y cuantificar la presencia de sustancias tóxicas en el cuerpo de una víctima [32].

En las próximas secciones, se explora más a fondo los diferentes tipos de reacciones redox y cómo se pueden reconocer y balancear.

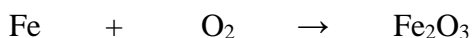
a) Balanceo de ecuaciones químicas de oxidorreducción

El balanceo de ecuaciones químicas de oxidorreducción es el proceso de asegurarse de que la cantidad total de átomos de cada elemento y la carga total se conserve antes y después de la reacción. En el contexto forense, este proceso es requerido para comprender cómo interactúan

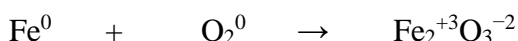
diferentes compuestos y elementos en una escena de crimen o en el análisis de evidencia [33].

b) Ejemplo 1: Oxidación del hierro en la escena de un crimen

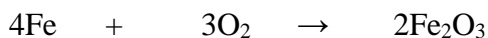
Supongamos que en una escena de crimen se encuentra un cuchillo oxidado, y los investigadores sospechan que podría estar relacionado con un delito. La oxidación del hierro presente en el cuchillo puede representarse mediante la siguiente ecuación química simplificada:



Sin embargo, esta ecuación no está balanceada en términos de átomos de oxígeno. Para equilibrarla, primero identificamos los cambios en los estados de oxidación del hierro:

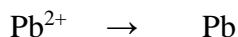


Luego, ajustamos los coeficientes de los reactantes y productos para igualar la cantidad de átomos de cada elemento y la carga total:

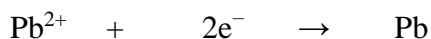


c) Ejemplo 2: Reducción de Iones de Plomo en una muestra de evidencia

Supongamos que en una muestra de evidencia se detectan iones de plomo, posiblemente relacionados con un envenenamiento. La reducción de estos iones a plomo metálico mediante una reacción redox puede representarse como:



Sin embargo, nuevamente, esta ecuación no está balanceada. Para equilibrarla, es preciso agregar dos electrones en el lado de los reactivos para balancear la carga neta:



Conclusión:

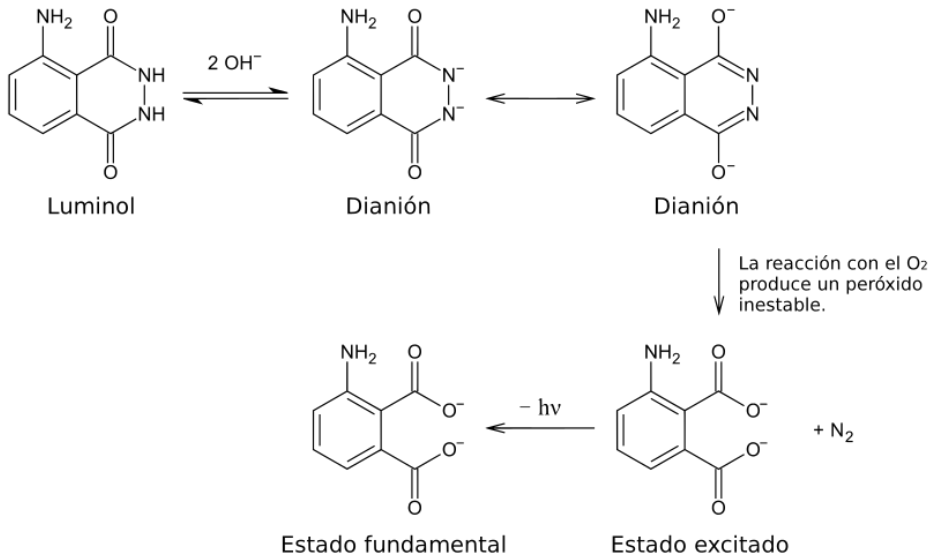
El plomo se reduce ya que gana electrones durante el proceso.

Ejercicio final:

Reacción de luminol para la detección de manchas de sangre

En la criminalística, una técnica comúnmente empleada para detectar la presencia de manchas de sangre en escenas de crimen es la reacción de luminol. La sangre contiene hierro en forma de hemoglobina, que reacciona con el luminol en presencia de un agente oxidante, como el peróxido de hidrógeno, produciendo una luminiscencia azul brillante [34], [35]. La ecuación química simplificada para esta reacción es la siguiente:





En esta reacción, el luminol, $\text{C}_8\text{H}_7\text{N}_3\text{O}_2$, reacciona con el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , y el hierro presente en la hemoglobina de la sangre. Como resultado de la reacción, se produce un compuesto de luminol oxidado, y la liberación de energía provoca la emisión de luz, lo que hace que las manchas de sangre sean visibles incluso en condiciones de poca luz. Esta reacción es lenta, con lo cual se usa ferricianuro de potasio o peryodato de potasio para acelerarla.

El proceso de luminiscencia proporciona a los investigadores forenses una herramienta poderosa para la detección de manchas de sangre en escenas de crimen, incluso aquellas que han sido limpiadas o son casi invisibles a simple vista. Además, esta técnica es altamente sensible y específica para la presencia de sangre, lo que la convierte en un método de gran utilidad en la ciencia forense [20].

8.3 Resumen

En la criminalística, las ecuaciones químicas de oxidorreducción son de utilidad para entender y analizar evidencia desde el punto de vista científico. Estas reacciones, que implican transferencia de electrones entre especies químicas, se aplican en la identificación de residuos de disparo, detección de sustancias tóxicas y reconocimiento de manchas de sangre, entre otros casos. El balanceo de estas ecuaciones es importante para conservar la cantidad de átomos y la carga total antes y después de la reacción. Por ejemplo, la reacción de luminol con peróxido de hidrógeno con el hierro presente en la sangre produce una luminiscencia azul, permitiendo la detección de manchas de sangre.

8.4 Actividades

- Debate sobre el balanceo de las ecuaciones químicas de oxidorreducción.
- Desarrollar el balanceo de 10 sistemas de ecuaciones de oxidorreducción y justifica en cada caso, su relación con la carrera de criminalística.
- Elabore 2 conclusiones sobre el balanceo de los sistemas de ecuaciones de oxidorreducción.

8.5 Conclusiones

En el balanceo de ecuaciones químicas de oxidorreducción es importante verificar el cumplimiento de la ley de conservación de la masa para asegurar que la cantidad de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Adicionalmente, verificar el

cumplimiento de la ley de conservación de la carga para garantizar que la carga neta en ambos lados de la ecuación sea igual.

CAPÍTULO IV

9 RELACIONES DE MASA Y REACTIVO LÍMITE

9.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita distinguir los conceptos de la ecuación química y estequiometría.

9.2 Desarrollo

Título: Las ecuaciones químicas de oxidorreducción

9.2.1 *Introducción*

Las relaciones de masa y el concepto de reactivo límite son importantes en la química, especialmente en la aplicación forense. Los investigadores criminalistas utilizan estos conceptos para analizar evidencias químicas y comprender reacciones que ocurren en escenas del crimen [36].

9.2.2 *Definición de relaciones de masa*

Las relaciones de masa se refieren a la proporción en la que los reactivos y productos participan en una reacción química. Estas relaciones se determinan a partir de la ecuación química balanceada y son de importancia para calcular cantidades de sustancias involucradas en una reacción.

9.2.3 Definición de reactivo límite

El reactivo límite es el reactivo que se consume completamente primero en una reacción química, limitando la cantidad de producto que se puede formar. Identificar el reactivo límite se requiere para predecir la cantidad máxima de producto y para la planificación eficiente de recursos.

a) Uso de relaciones de masa y reactivo límite en química forense

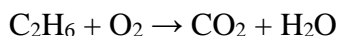
En criminalística, estos conceptos se aplican para analizar sustancias encontradas en la escena del crimen. Por ejemplo, determinar la cantidad de un tóxico ingerido, analizar restos de explosivos, o verificar la autenticidad de sustancias controladas.

9.2.4 Conceptos fundamentales

a) Ecuación química

Una ecuación química representa una reacción química donde los reactivos se transforman en productos. Es importante que las ecuaciones estén balanceadas para cumplir con la ley de conservación de la masa.

Ejemplo:

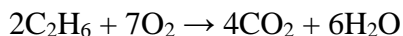


b) Estequiometría

La estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química. Implica el uso de

coeficientes de una ecuación química balanceada para determinar las cantidades necesarias o producidas de sustancias.

Ejemplo: En la combustión de etano, el balance es:

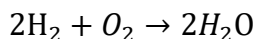


c) *Reactivo límite*

El reactivo límite es el reactivo que se agota primero, deteniendo la reacción. Identificarlo permite calcular la cantidad teórica de producto que se puede formar.

Ejemplo:

En la reacción:



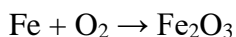
Si se tienen 3 moles de H_2 y 1 mole de O_2 , el O_2 es el reactivo límite.

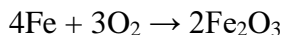
Balanceo de ecuaciones químicas

d) *Método de inspección*

Este método implica ajustar los coeficientes de los reactivos y productos para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

Ejemplo: Balancear

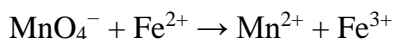




e) Método del Ion-Electrón (Redox)

Para reacciones redox, se separan las ecuaciones de oxidación y reducción y se balancean los electrones transferidos.

Ejemplo:



9.2.5 Relaciones estequiométricas y reactivo límite

a) Determinación de relaciones de masa

Usando una ecuación balanceada, se pueden determinar las relaciones molares y convertirlas a relaciones de masa.

Ejemplo:



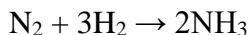
Si se tienen 10 gramos de N_2 , se calcula la masa de NH_3 formada.

b) Identificación del reactivo límite

Para identificar el reactivo límite, se compara la cantidad molar disponible de cada reactivo con las proporciones estequiométricas.

Ejemplo:

Para la reacción:



Si hay 5 moles de N_2 y 9 moles de H_2 , el H_2 es el reactivo límite.

9.2.6 Aplicaciones en criminalística

a) Análisis de tóxicos

Usar relaciones de masa y reactivo límite para determinar la cantidad de una sustancia tóxica ingerida en un caso forense.

Ejemplo: Determinar la cantidad de cianuro en un cuerpo a partir de muestras de sangre y tejido.

b) Identificación de explosivos

Analizar los residuos de explosivos y determinar las cantidades de reactivos involucrados.

Ejemplo: Identificar componentes de TNT y sus cantidades iniciales a partir de restos recogidos en la escena del crimen.

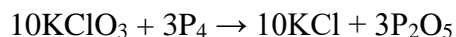
9.2.7 Ejercicios prácticos

Ejercicio 1: Balanceo y cálculo estequiométrico

Balancear la reacción entre aluminio y oxígeno, y calcular la cantidad de Al_2O_3 formada a partir de 5 gramos de aluminio y 5 gramos de oxígeno.

Ejercicio 2: Identificación de reactivo límite

Para la reacción entre $KClO_3$ y P_4 :



Determinar el reactivo límite si se tienen 15 gramos de KClO_3 y 10 gramos de P_4 .

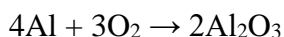
Ejercicio 3: Aplicación en criminalística

Calcular la cantidad de CO producida en una escena de incendio si se encontraron 50 gramos de CH_4 y 100 gramos de O_2 .

9.2.8 Soluciones de los ejercicios

Solución ejercicio 1

Balancear:



Calcular moles de Al :

$$\text{Moles de Al} = \frac{5\text{g}}{27\text{g/mol}} = 0,185 \text{ moles}$$

Calcular moles de O_2 :

$$\text{Moles de O}_2 = \frac{5\text{g}}{32\text{g/mol}} = 0,156 \text{ moles}$$

Identificar reactivo límite: O_2

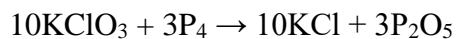
Calcular masa de Al_2O_3 formada:

$$0,156 \text{ moles de O}_2 \times \frac{2 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ moles de O}_2} \times 102 \text{ g/mol} =$$

10,6 g de Al_2O_3

Solución ejercicio 2

Balancear:



Calcular moles de KClO_3 :

$$\text{Moles de } \text{KClO}_3 = \frac{15 \text{ g}}{122,55 \text{ g/mol}} = 0,122 \text{ moles}$$

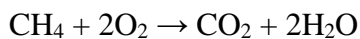
Calcular moles de P_4 :

$$\text{Moles de } \text{P}_4 = \frac{10 \text{ g}}{123,88 \text{ g/mol}} = 0,081 \text{ moles}$$

Identificar reactivo límite: KClO_3

Solución ejercicio 3

Reacción:



Calcular moles de CH_4 :

$$\text{Moles de } \text{CH}_4 = \frac{50 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,125 \text{ moles}$$

Calcular moles de O_2 :

$$\text{Moles de } \text{O}_2 = \frac{100 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3,125 \text{ moles}$$

Identificar reactivo límite: O_2

Calcular la masa de CO_2 formada:

$$3.125 \text{ moles de } O_2 \times \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{2 \text{ mol de } O_2} \times 44 \text{ g/mol} = 68,75 \text{ g de } CO_2$$

9.3 Resumen

En el campo de la química forense, las relaciones de masa y el concepto de reactivo límite son determinantes para el análisis preciso de evidencias químicas. Este documento explora en detalle estos conceptos fundamentales, empezando por la definición y la importancia de las ecuaciones químicas balanceadas y la estequiometría. Se explica cómo determinar y usar las relaciones de masa para calcular cantidades de reactivos y productos en una reacción química, y se aborda la identificación del reactivo límite, que es el reactivo que se consume completamente primero, limitando así la cantidad de producto formado. Además, se destacan aplicaciones prácticas en criminalística, como el análisis de tóxicos y explosivos. Se incluyen ejercicios prácticos y sus soluciones detalladas para fortalecer la comprensión y aplicación de estos conceptos. Este conocimiento es útil para los estudiantes de química en la carrera de criminalística, ayudándoles a realizar análisis forenses precisos y fundamentados científicamente.

9.4 Actividades

- Debate sobre el cálculo estequiométrico mediante ecuaciones químicas balanceadas.

9.5 Conclusiones

El dominio de las relaciones de masa y del concepto de reactivo límite es esencial para los estudiantes de química en la carrera de criminalística. Estos conocimientos permiten realizar análisis precisos y fundamentados en la investigación forense, contribuyendo a la resolución de casos con una base científica sólida.

CAPÍTULO X

10 TEORÍAS DE LOS DE LOS SISTEMAS ÁCIDO BASE

10.1 Resultado de aprendizaje

El estudiante será capaz de reconocer fundamentos básicos que determinan el carácter cuantitativo de las reacciones químicas y el comportamiento de las sustancias como ácidos y bases, mediante la resolución de problemas.

10.2 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita entender las teorías de los sistemas ácido base.

10.3 Desarrollo

Título: Teorías de los de los sistemas ácido base

10.3.1 Introducción

El estudio de los ácidos y bases es importante en la química, y tiene aplicaciones clave en la criminalística, ya que muchas sustancias que estos especialistas analizan pueden clasificarse como ácidos o bases. Este tema cubre las diferentes teorías que definen y describen estos sistemas, así como la identificación y clasificación de ácidos y bases.

10.3.2 Definición de ácidos y bases

a) Teoría de Arrhenius:

Ácido: Sustancia que libera iones H^+ (protones) en solución acuosa.

Base: Sustancia que libera iones OH^- en solución acuosa.

- Ejemplo de Ácido: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
- Ejemplo de Base: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

b) Teoría de Brønsted-Lowry:

Ácido: Donador de protones, H^+ .

Base: Aceptor de protones, H^+ .

- Ejemplo de Ácido: $NH_4^+ \rightarrow NH_3 + H^+$
- Ejemplo de Base: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

c) Teoría de Lewis:

Ácido: Aceptor de pares de electrones.

Base: Donador de pares de electrones.

- Ejemplo de Ácido: $BF_3 + NH_3 \rightarrow F_3B-NH_3$
- Ejemplo de Base: NH_3 en la reacción anterior.

10.3.3 Tipos de ácidos y bases

1. Ácidos fuertes y débiles:

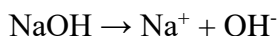
- **Ácidos fuertes:** Ionizan completamente en solución. Ejemplo: HCl, HNO₃.
 - **Ácidos débiles:** Ionizan parcialmente en solución. Ejemplo: CH₃COOH.
2. Bases fuertes y débiles:
- **Bases fuertes:** Ionizan completamente en solución. Ejemplo: NaOH, KOH.
 - **Bases débiles:** Ionizan parcialmente en solución. Ejemplo: NH₃.
3. Ácidos y bases polipróticos:
- **Ácidos polipróticos:** Pueden donar más de un protón. Ejemplo: H₂SO₄.
 - **Bases polipróticas:** Pueden aceptar más de un protón. Ejemplo: PO₄³⁻.

a) Ejercicio 1: Identificación de ácidos y bases

1. Clasifica las siguientes sustancias según la teoría de Arrhenius:
- HCl
 - NaOH
 - H₂SO₄
 - KOH

Solución 1:

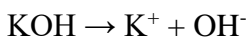
- HCl: Ácido (libera H⁺)
- NaOH: Base (libera OH⁻)



- H_2SO_4 : Ácido (libera H^+)



- KOH : Base (libera OH^-)



10.3.4 Aplicaciones en criminalística

El análisis de ácidos y bases es crucial en la criminalística para identificar sustancias desconocidas y comprender las reacciones químicas que pueden haber ocurrido en una escena del crimen. Por ejemplo, el análisis de sustancias corrosivas en casos de vandalismo o agresiones con ácidos [37].

Ejercicio 2: Caso práctico

Una muestra de líquido encontrada en una escena del crimen se analiza y se determina que tiene un pH de 2,5. Clasifica la sustancia según las teorías de Arrhenius y Brønsted-Lowry.

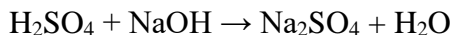
Solución 2:

- Según Arrhenius, la sustancia es un ácido porque tiene un pH bajo, libera H^+ .
- Según Brønsted-Lowry, la sustancia es un ácido porque puede donar protones, H^+ .

b) Ejercicios de balanceo de ecuaciones ácido-base

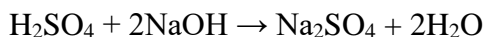
Ejercicio 3: Balanceo de Ecuaciones

Balancea la siguiente reacción ácido-base:



Solución 3:

La ecuación balanceada:



Sección 5: Equilibrio Ácido-Base

1. Constante de Equilibrio, k :

• Para un ácido débil HA en equilibrio: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^-$

•
$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

2. Cálculo del pH:

•
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

• Para bases: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ y $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Ejercicio 4: Cálculo del pH

Calcula el pH de una solución de ácido acético (CH_3COOH) 0.1M ($k_a = 1,8 \times 10^{-5}$).

Solución 4:

1. Ecuación de equilibrio: $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

2.
$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

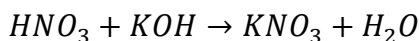
3. Aproximando, $[\text{H}^+] \approx \sqrt{k_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}$

4.
$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \times 10^{-3}$$

5.
$$\text{pH} = -\log(1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$$

c) *Ejercicio final:*

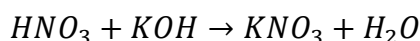
- Clasifica y balancea la siguiente ecuación ácido-base:



- Calcula el pH de una solución de *HCl* 0,01 M.

Solución:

1. La ecuación ya está balanceada:



2. Cálculo del pH:

- $[H^+] = 0,01M$
- $pH = -\log(0,01) = 2$

10.4 Resumen

En este módulo se ha explorado las teorías principales de los sistemas ácido-base, comenzando con las definiciones clásicas según Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis. Cada teoría aporta una perspectiva específica para comprender el comportamiento de ácidos y bases en diferentes contextos. Se ha discutido los tipos de ácidos y bases, incluidos los fuertes, débiles, polipróticos y polibásicos, y cómo se comportan en soluciones acuosas. Además, se abordó la relevancia de estos conceptos en el ámbito forense, donde la identificación y análisis de sustancias ácidas o básicas pueden ser decisivas para la resolución de casos criminales. A través de ejercicios prácticos, los estudiantes pueden

aplicar estos conocimientos, reforzando su comprensión teórica y habilidades analíticas.

10.5 Actividades

- Debate sobre el cálculo estequiométrico aplicado a los sistemas ácido base.
- Resuelve ejercicios prácticos sobre el cálculo estequiométrico aplicado a los sistemas ácido base.

10.6 Conclusión

Comprender las teorías y tipos de ácidos y bases es importante para la química aplicada y la criminalística. Esta comprensión permite el análisis preciso de evidencias y la resolución de casos complejos. A través de ejercicios prácticos, los estudiantes aplican estos conceptos determinantes, reforzando su capacidad para abordar problemas en el análisis químico y la investigación forense.

CAPÍTULO XI

11 DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ Y BASICIDAD

11.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita determinar la acidez y basicidad.

11.2 Desarrollo

Título: Determinación de la acidez y basicidad

11.2.1 Introducción

La determinación de la acidez y basicidad de sustancias es una parte importante de la química, con aplicaciones que van desde la industria alimentaria hasta la investigación forense. Comprender cómo medir y evaluar la acidez y basicidad permite a los químicos identificar compuestos, entender sus reacciones y predecir sus comportamientos en diferentes entornos [38], [39]. Este módulo aborda las definiciones clave, métodos de determinación y ejemplos prácticos para fortalecer el conocimiento de estos conceptos.

11.2.2 Métodos de determinación de la acidez y basicidad

a) Indicadores de pH

- **Indicadores naturales:** Como el jugo de col roja, que cambia de color en presencia de ácidos o bases.

- **Indicadores sintéticos:** Como la fenolftaleína, que se torna rosa en soluciones básicas.

b) Medidores de pH

- **Tiras reactivas de pH:** Papeles impregnados con reactivos que cambian de color según el pH de la solución.
- **Potenciómetros:** Dispositivos electrónicos que miden el potencial de hidrógeno, pH, con alta precisión.

c) Titulación ácido-base

- **Titulación directa:** Uso de una solución estándar de base o ácido para determinar la concentración de un ácido o base cuya concentración es desconocida.
- **Punto de equivalencia:** Punto en la titulación donde la cantidad de ácido equivale a la cantidad de base presente.

11.2.3 Ejemplos prácticos

a) Determinación del pH de una solución de vinagre

Procedimiento:

1. Diluir una muestra de vinagre en agua destilada.
2. Usar un potenciómetro para medir el pH de la solución diluida.

Resultados esperados: El vinagre, siendo una solución de ácido acético, debería mostrar un pH ácido (entre 2,4 y 3,4).

b) *Titulación de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio*

Procedimiento:

1. Añadir gradualmente una solución de NaOH de concentración conocida a una solución de HCl de concentración desconocida.
2. Usar fenolftaleína como indicador. El punto de equivalencia se alcanzará cuando la solución se torne rosa pálido.

Resultados esperados: Calcular la concentración de HCl utilizando la relación de moles del ácido y la base.

c) *Ejercicios prácticos*

Ejercicio 1: Cálculo del pH de soluciones

Enunciado: Calcula el pH de una solución de ácido clorhídrico (HCl) de 0,01 M.

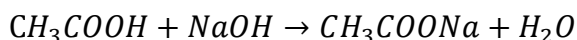
Solución: $pH = -\log[H^+] = -\log[0,01] = 2$

Ejercicio 2: Titulación de ácido acético con hidróxido de sodio

Enunciado: Determina la concentración de ácido acético en vinagre si 25 mL de vinagre requiere 30 mL de NaOH 0,1 M para alcanzar el punto de equivalencia.

Solución:

1. Escribir la ecuación de la reacción:



2. Calcular los moles de NaOH usados:

$$\begin{aligned} \text{moles de NaOH} &= \text{Molaridad} \times \text{Volumen} = 0,1M \times 0,03L \\ &= 0,003 \text{ moles} \end{aligned}$$

3. Debido a la proporción 1:1 en la reacción, los moles de ácido acético también son 0.003 moles.
4. Calcular la concentración de ácido acético:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen en litros}} = \frac{0,003 \text{ moles}}{0,025L} = 0,12 \text{ M}$$

d) Conclusiones

La determinación de la acidez y basicidad es importante en química, permitiendo la caracterización de sustancias y su comportamiento en diferentes condiciones.

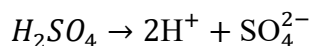
11.2.4 Ejercicios y soluciones

Ejercicio 1: Determinación del pH de Soluciones

Enunciado: Calcula el pH de una solución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 0,005 M, asumiendo una disociación completa en sus dos etapas.

Solución:

1. Disociación completa del H₂SO₄ en la primera etapa:



2. Cada molécula de H₂SO₄ produce 2 iones H⁺:

$$[H^+] = 2 \times 0,005 = 0,01M$$

3. Calcular el pH:

$$\text{pH} = -\log[0,01] = 2$$

11.3 Resumen

Este módulo ha explorado en la determinación de la acidez y basicidad, conceptos importantes en química. Se han revisado los métodos para determinar el pH en los sistemas ácido-base. La correcta determinación del pH y la comprensión de la acidez y basicidad son habilidades requeridas para identificar sustancias y analizar escenarios en investigaciones forenses.

11.4 Actividades

- Debate sobre el cálculo de acidez y basicidad.
- Desarrollar dos ejemplos de ácidos y base para cada una de las teorías ácido base y justifica en cada caso, su relación con la carrera de criminalística.
- Elabore 2 conclusiones sobre las teorías de los sistemas ácido base.

11.5 Conclusiones

La comprensión de la acidez y basicidad, así como las técnicas de determinación de pH, son competencias requeridas en el campo de la química, especialmente para los estudiantes de criminalística. Estos conocimientos permiten identificar y caracterizar sustancias químicas.

A través de ejercicios prácticos, los estudiantes han fortalecido su capacidad para llevar a cabo análisis precisos y rigurosos, preparando el terreno para aplicaciones avanzadas en sus futuras carreras profesionales.

CAPÍTULO XII

12 POTENCIAL DE HIDRÓGENO, PH, EN LOS SISTEMAS DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

12.1 Objetivo de aprendizaje

Comprender los conceptos relacionados con el equilibrio ácido-base, incluyendo la relación entre concentración de iones hidrógeno y pH, así como la influencia de las constantes de equilibrio y la fuerza de los ácidos y bases involucrados.

12.2 Desarrollo

Título: Determinación del potencial de hidrógeno, pH, en los sistemas de ácidos y bases débiles

12.2.1 Introducción

La determinación del pH es una de las tareas más importantes en el análisis químico, especialmente en el contexto de los sistemas de ácidos y bases débiles. El pH, una medida de la acidez o basicidad de una solución, es requerido para comprender la naturaleza química de las sustancias y las reacciones en las que participan. Este conocimiento es particularmente importante en criminalística, donde la identificación precisa de sustancias puede ser determinante en la resolución de casos [40], [41]. En este tema, exploraremos los métodos para determinar el pH de ácidos y bases débiles, respaldados con ejemplos y ejercicios prácticos.

12.2.2 Conceptos fundamentales

a) Definición de pH

El pH es una medida logarítmica inversa de la concentración de iones hidrógeno en una solución. Se define como:

$$pH = -\log[H^+]$$

Para bases, el pH se relaciona con la concentración de iones hidroxilo OH^- a través de la relación:

$$pH + pOH = 14$$

Donde:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

b) Ácidos y bases débiles

- **Ácidos débiles:** ácidos que no se disocian completamente en solución. Ejemplo: ácido acético CH_3COOH .
- **Bases débiles:** bases que no se disocian completamente en solución. Ejemplo: amoníaco NH_3 .

c) Constantes de disociación

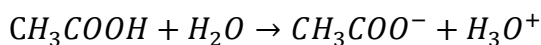
- **Constante de disociación ácida K_a :** mide la fuerza de un ácido débil.
- **Constante de disociación básica K_b :** mide la fuerza de una base débil.

d) *Determinación del pH de ácidos débiles*

Para determinar el pH de una solución de un ácido débil, se utiliza la constante de disociación ácida K_a . El pH se puede calcular usando el grado de disociación del ácido en solución.

Ejemplo 1: Ácido acético

El ácido acético, CH_3COOH , tiene un K_a de $1,8 \times 10^{-5}$. Para una solución 0,1 M de ácido acético, la disociación se describe por la ecuación:



El equilibrio se representa como:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Asumiendo que x es la concentración de H_3O^+ en el equilibrio:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1-x}$$

Dado que K_a es pequeño, x será muy pequeño en comparación con 0,1, permitiendo la simplificación $0,1 - x \approx 0,1$:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1}$$

$$x^2 = 1,8 \times 10^{-6}$$

$$x = 1,34 \times 10^{-3}$$

Entonces, la concentración de H_3O^+ es $1,34 \times 10^{-3}$ M y el pH es:

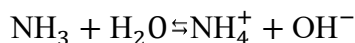
$$pH = -\log(1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$$

e) *Determinación del pH de bases débiles*

Para bases débiles, se usa la constante de disociación básica K_b . El pH se puede calcular a partir del K_b y la concentración inicial de la base.

Ejemplo 2: Amoníaco

El amoníaco, NH_3 , tiene un K_b de $1,8 \times 10^{-5}$. Para una solución 0,1 M de NH_3 , la disociación se describe por la ecuación:



El equilibrio se representa como:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Asumiendo que x es la concentración de OH^- en el equilibrio:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1-x}$$

Dado que K_b es pequeño, x será muy pequeño en comparación con 0,1, permitiendo la simplificación $0,1 - x \approx 0,1$:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1}$$

$$x^2 = 1,8 \times 10^{-6}$$

$$x = 1,34 \times 10^{-3}$$

Entonces, la concentración de OH^- es $1,34 \times 10^{-3}$ M y el pOH es:

$$pOH = -\log(1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$$

Dado que:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 2,87$$

$$pH = 11,13$$

12.2.3 Ejercicios

Ejercicio 1:

Calcule el pH de una solución 0,05 M de ácido fórmico, HCOOH, que tiene un K_a de $1,8 \times 10^{-4}$.

Solución:



$$K_a = \frac{[HCOO^-][H^+]}{[HCOOH]} = 1,8 \times 10^{-4}$$

$$1,8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0,05 - x}$$

$$20.051.8 \times 10^{-4} \approx \frac{x^2}{0,05}$$

$$x^2 = 9 \times 10^{-6}$$

$$x = 3 \times 10^{-3}$$

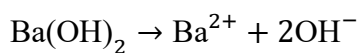
$$pH = -\log(3 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2,52$$

Ejercicio 2:

Determine el pH de una solución 0,02 M de hidróxido de bario $\text{Ba}(\text{OH})_2$, que se disocia completamente en solución.

Solución:



La concentración de OH^- es el doble de la concentración de $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 0,02 = 0,04\text{M}$$

$$pOH = -\log(0,04) = 1,4$$

$$pH = 14 - 1,4$$

$$pH = 12,6$$

12.3 Resumen

En esta lección, se ha explorado la determinación del pH en sistemas de ácidos y bases débiles, una competencia de utilidad en la química. Hemos revisado las definiciones y métodos de cálculo de pH, utilizando ejemplos concretos como el ácido acético y el amoníaco. A través de ejercicios prácticos, los estudiantes pueden aplicar las constantes de disociación ácida y básica para calcular el pH de diferentes soluciones. Esta habilidad es especialmente relevante para los estudiantes de criminalística, ya que permite una comprensión precisa de las propiedades químicas de las sustancias y su comportamiento en distintos escenarios.

12.4 Actividades

- Debate sobre el cálculo de pH en sistemas de ácidos y bases débiles.

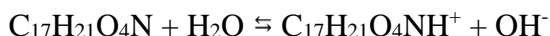
Resuelva los siguientes ejercicios seleccionados:

Determinación de la constante de equilibrio

- En casos de muerte violenta o sospechosa, la detección de ácido butírico, $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$, en muestras biológicas o en el entorno puede ser relevante para determinar la causa o circunstancias de la muerte. Por ejemplo, la presencia de ácido butírico en la respiración postmortem puede indicar procesos de descomposición o fermentación que pueden ser relevantes para la investigación forense. Se encuentra que una disolución acuosa de

ácido butírico 0,250 M tiene un pH de 2,72. Determine K_a para el ácido butírico.

- El ácido hipocloroso puede ser utilizado en el tratamiento y conservación de muestras biológicas encontradas en la escena del crimen, como sangre, saliva, orina o fluidos corporales. Su acción desinfectante puede ayudar a preservar la integridad de las muestras biológicas y prevenir la contaminación cruzada, lo que facilita su análisis posterior en el laboratorio forense. Una disolución de HOCl 0,150 M tiene un pH de 4,18. Determine K_a para el ácido hipocloroso.
- La droga de elevado consumo cocaína es un alcaloide. Los alcaloides se detectan por su sabor amargo, que es una indicación de sus propiedades básicas. La cocaína, $C_{17}H_{21}O_4N$, es soluble en agua hasta 0,17 g/100 mL de disolución, y la disolución saturada tiene un pH = 10,08. ¿Cuál es el valor de K_b para la cocaína?



12.5 Conclusiones

La determinación del pH en sistemas de ácidos y bases débiles es una habilidad de gran utilidad en química, necesaria para diversas aplicaciones, incluyendo el análisis forense. Los ejercicios y ejemplos proporcionados ilustran los métodos para calcular el pH, destacando la importancia de comprender las constantes de disociación y el comportamiento de los ácidos y bases en solución

CAPÍTULO XIII

13 VALORACIÓN DE LOS SISTEMAS ÁCIDO BASE

13.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita entender la valoración de los sistemas ácido base.

13.2 Desarrollo

Título: Valoración de los sistemas ácido base

13.2.1 Introducción

La valoración ácido-base es una técnica empleada en química para determinar la concentración de una solución ácida o básica. Este proceso implica la reacción de neutralización entre un ácido y una base, y se utiliza una solución de concentración conocida (titulante) para reaccionar con una solución de concentración desconocida (analito). El punto de equivalencia se alcanza cuando las cantidades de ácido y base se neutralizan mutuamente [42]. Este capítulo aborda los conceptos de la valoración ácido-base, describe los métodos y equipos utilizados, y proporciona ejemplos prácticos y ejercicios para consolidar el aprendizaje.

13.2.2 Conceptos

a) Valoración ácido-base

Método para determinar la concentración de un ácido o una base mediante la adición de un volumen conocido de una solución de concentración conocida hasta que se complete la reacción de neutralización.

b) Punto de equivalencia

El punto en la valoración en el que la cantidad de titulante agregado es químicamente equivalente a la cantidad de analito presente en la muestra.

En el punto de equivalencia de una valoración ácido-base, el número de moles de H^+ es igual al número de moles de OH^- .

c) Indicadores

Sustancias que cambian de color en respuesta a un cambio en el pH, utilizadas para identificar el punto de equivalencia de una valoración ácido-base.

Ejemplos comunes incluyen fenolftaleína y azul de bromotimol.

d) Curvas de valoración

Una curva de valoración es un gráfico que muestra el pH de la solución en función del volumen de titulante agregado.

Las curvas de valoración proporcionan información visual sobre el punto de equivalencia y el comportamiento del sistema ácido-base durante la titulación.

e) Procedimiento general de valoración

- Preparación del equipo

Calibrar la bureta y enjuagar con la solución de titulante.

Colocar la solución de titulante en la bureta.

- Preparación de la muestra

Medir un volumen exacto de la solución de analito y colocarlo en un matraz Erlenmeyer.

Añadir unas gotas de un indicador adecuado al matraz.

- Realización de la valoración

Añadir lentamente el titulante desde la bureta al matraz, agitando continuamente.

Observar el cambio de color del indicador y registrar el volumen de titulante añadido en el punto de equivalencia.

- Cálculo de la concentración del analito

Utilizar la ecuación de neutralización y los datos de la valoración para calcular la concentración de la solución de analito.

- Ejemplo de valoración ácido-base

Ejemplo 1: Valoración de ácido clorhídrico, HCl, con hidróxido de sodio, NaOH

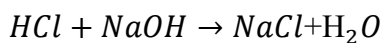
Supongamos que tenemos una solución de HCl de concentración desconocida y una solución de NaOH de 0,1 M. Queremos determinar la concentración de HCl mediante una valoración.

Procedimiento:

1. Llene una bureta con la solución de NaOH de 0,1 M.
2. Mida 25,0 mL de la solución de HCl desconocida y colóquela en un matraz Erlenmeyer.
3. Añada unas gotas de fenolftaleína al matraz Erlenmeyer como indicador.
4. Añada lentamente la solución de NaOH desde la bureta al matraz Erlenmeyer, mientras agita continuamente.
5. Observe el cambio de color en la solución. La fenolftaleína cambia de incoloro a rosado al alcanzar el punto de equivalencia.
6. Registre el volumen de NaOH utilizado para alcanzar el punto de equivalencia.

Cálculos:

Supongamos que se utilizaron 30,0 mL de NaOH para alcanzar el punto de equivalencia. La ecuación de neutralización es:



Los moles de NaOH utilizados son:

$$\begin{aligned} \text{Moles de NaOH} &= \text{Concentración de NaOH} \times \text{Volumen de NaOH} \\ &= 0,1 \text{ M} \times 0,030 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\text{Moles de NaOH} = 0,003 \text{ moles}$$

En el punto de equivalencia, los moles de HCl son iguales a los moles de NaOH:

$$\text{Moles de HCl} = 0,003 \text{ moles}$$

La concentración de HCl es:

$$\text{Concentración de HCl} = \frac{\text{Moles de HCl}}{\text{Volumen de HCl}}$$

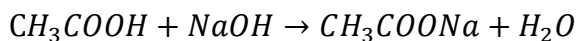
$$\text{Concentración de HCl} = \frac{0,003 \text{ moles}}{0,025 \text{ L}}$$

$$\text{Concentración de HCl} = 0,12 \text{ M}$$

13.2.3 Ejercicios

Ejercicio 1: Determine la concentración de una solución de ácido acético si se utilizan 40,0 mL de una solución de NaOH de 0,1 M para titular 50,0 mL de la solución de ácido acético.

Solución:



Los moles de NaOH utilizados son:

$$\text{Moles de NaOH} = 0,1 \text{ M} \times 0,040 \text{ L}$$

$$\text{Moles de NaOH} = 0,004 \text{ moles}$$

Los moles de CH_3COOH son iguales a los moles de NaOH:

$$\text{Moles de CH}_3\text{COOH} = 0,004 \text{ moles}$$

La concentración de CH_3COOH es:

$$\text{Concentración de CH}_3\text{COOH} = \frac{0,004 \text{ moles}}{0,050 \text{ L}}$$

$$\text{Concentración de CH}_3\text{COOH} = 0,08 \text{ M}$$

Ejercicio 2: Determine la concentración de una solución de ácido sulfúrico si se utilizan 25,0 mL de una solución de NaOH de 0,2 M para titular 50,0 mL de la solución de ácido sulfúrico.

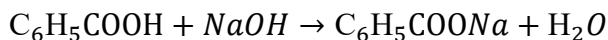
Ejercicio 3: Calcule el pH de una solución de ácido bórico, H_3BO_3 , de 0,1 M antes y después de titularla con 0,05 M de NaOH hasta el punto de equivalencia.

Ejercicio 4: Determine la concentración de una solución de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , si se utilizan 15,0 mL de una solución de HCl de 0,1 M para titular 25,0 mL de la solución de hidróxido de calcio.

Titulación de un ácido débil con una base fuerte: ácido benzoico, C_6H_5COOH con $NaOH$ 0,15 M

Supongamos que estamos titulando 25 mL de ácido benzoico, C_6H_5COOH , con una solución de hidróxido de sodio de 0,15 M, y que el punto de equivalencia se alcanza cuando se han añadido 20 mL de $NaOH$.

Paso 1: Escribir la ecuación de neutralización



Paso 2: Calcular la cantidad de moles de C_6H_5COOH y $NaOH$ en los diferentes puntos de la titulación

0 mL de $NaOH$:

Moles de $C_6H_5COOH = 0,025 L \times M_{C_6H_5COOH}$ (donde $M_{C_6H_5COOH}$ es la molaridad del ácido benzoico, que se puede determinar en el punto de equivalencia)

Moles de $NaOH = 0$ (no se ha añadido $NaOH$)

Punto de equivalencia (20 mL de $NaOH$):

Moles de $NaOH = 0,02 L \times 0,15 M = 0,003 moles$

Moles de $C_6H_5COOH = Moles de NaOH$ (0,003moles)

Por lo tanto, la molaridad inicial de

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH es } \frac{0,003 \text{ moles}}{0,025 \text{ L}} = 0,12 \text{ M}$$

Paso 3: Calcular el pH en diferentes volúmenes de *NaOH*

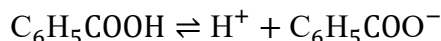
Para calcular el pH:

- Antes del punto de equivalencia: calcular la concentración de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y su disociación.
- En el punto de equivalencia: calcular la concentración de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ y su disociación.
- Después del punto de equivalencia: calcular la concentración de OH^- en exceso y luego el pOH, que se usa para obtener el pH.

Cálculos:

Volumen de *NaOH* = 0 mL:

- $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 0,12 \text{ M}$



El K_a del ácido benzoico es $6,28 \times 10^{-5}$:

$$\text{H}^+ = \sqrt{K_a \times [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$\text{H}^+ = \sqrt{6,28 \times 10^{-5} \times 0,12} \approx 2,71 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(2,71 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} \approx 2,566$$

Volumen de NaOH = 5 mL:

- Moles de NaOH añadido = $0,005 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 7,5 \times 10^{-4}$ moles
- Moles de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ restante = $0,003 - 7,5 \times 10^{-4} = 0,00225$ moles

Volumen total de solución = $0,025 \text{ L} + 0,005 \text{ L} = 0,03 \text{ L}$

- $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{0,00225 \text{ moles}}{0,03 \text{ L}} = 0,075 \text{ M}$

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- = \frac{7,5 \times 10^{-4} \text{ moles}}{0,03 \text{ L}} = 0,025 \text{ M}$$

Utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

$$pH = -\log(6,28 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

$$pH = 4,202 + \log\left(\frac{0,025}{0,075}\right)$$

$$pH \approx 3,729$$

Volumen de NaOH = 10 mL:

- Moles de NaOH añadido = $0,01 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 1,5 \times 10^{-3}$ moles
- Moles de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ restante = $0,003 - 1,5 \times 10^{-3} = 0,0015$ moles

Volumen total de solución = 0,025 L + 0,01 L = 0,035 L

- $[C_6H_5COOH] = \frac{0,0015 \text{ moles}}{0,035 \text{ L}} \approx 0,043 \text{ M}$

$$C_6H_5COO^- = \frac{1,5 \times 10^{-3} \text{ moles}}{0,035 \text{ L}} = 0,043 \text{ M}$$

Utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}\right)$$

$$pH = -\log(6,28 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}\right)$$

$$pH = 4,202 + \log\left(\frac{0,043}{0,043}\right)$$

$$pH = 4,202 + \log(1)$$

$$pH = 4,202$$

Volumen de NaOH = 15 mL:

- Moles de NaOH añadido = $0,015 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 2,25 \times 10^{-3} \text{ moles}$
- Moles de HCOOH restante = $0,003 - 2,25 \times 10^{-3} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ moles}$

Volumen total de solución = 0,025 L + 0,015 L = 0,04 L

- $[HCOOH] = \frac{7,5 \times 10^{-4} \text{ moles}}{0,04 \text{ L}} \approx 0,01875 \text{ M}$

$$\text{HCOO}^- = \frac{2,25 \times 10^{-3} \text{ moles}}{0,04 \text{ L}} = 0,05625 \text{ M}$$

Utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

$$pH = -\log(6,28 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

$$pH = 4,202 + \log\left(\frac{0,05625}{0,01875}\right)$$

$$pH = 4,202 + \log(3)$$

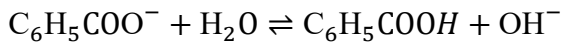
$$pH = 4,680$$

Volumen de $\text{NaOH} = 20 \text{ mL}$ (Punto de equivalencia):

- En el punto de equivalencia, la solución contiene $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$.

Concentración de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$:

$$\text{Concentración} = 0,003 \text{ moles}/0,045 \text{ L} \approx 0,0667 \text{ M}$$



El K_b para $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,28 \times 10^{-5}}$$

$$K_b \approx 1,59 \times 10^{-10}$$

Concentración de OH^- :

$$\text{OH}^- = \sqrt{K_b \times [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}$$

$$\text{OH}^- = \sqrt{1,59 \times 10^{-10} \times 0,0667}$$

$$\text{OH}^- \approx 3,26 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$pOH = -\log(3,26 \times 10^{-6})$$

$$pOH \approx 5,487$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 5,487$$

$$pH = 8,513$$

Volumen de $\text{NaOH} = 25 \text{ mL}$:

- Moles de NaOH añadido = $0,025 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 3,75 \times 10^{-3}$ moles
- Moles de NaOH en exceso = $3,75 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-3} = 0,00075$ moles

Volumen total de solución = $0,025 \text{ L} + 0,025 \text{ L} = 0,05 \text{ L}$

- $[\text{OH}^-] = 0,00075 \text{ moles} / 0,05 \text{ L} = 0,015 \text{ M}$

$$pOH = -\log(0,015) \approx 1,824$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,824$$

$$pH = 12,176$$

Volumen de $NaOH = 30$ mL:

- Moles de $NaOH$ añadido = $0,03 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 4,5 \times 10^{-3}$ moles
- Moles de $NaOH$ en exceso = $4,5 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-3} = 0,0015$ moles

Volumen total de solución = $0,025 \text{ L} + 0,03 \text{ L} = 0,055 \text{ L}$

- $[OH^-] = 0,0015 \text{ moles} / 0,055 \text{ L} = 0,0273 \text{ M}$

$$pOH = -\log(0,0273) \approx 1,564$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,564$$

$$pH = 12,436$$

Volumen de $NaOH = 40$ mL:

- Moles de $NaOH$ añadido = $0,04 \text{ L} \times 0,15 \text{ M} = 6 \times 10^{-3}$ moles
- Moles de $NaOH$ en exceso = $6 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3}$ moles

Volumen total de solución = $0,025 \text{ L} + 0,04 \text{ L} = 0,065 \text{ L}$

- $[OH^-] = 3 \times 10^{-3} \text{ moles} / 0,065 \text{ L} = 0,04615 \text{ M}$

$$pOH = -\log(0,04615) \approx 1,336$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,336$$

$$pH = 12,664$$

Resumen de los resultados de pH en diferentes volúmenes de $NaOH$, los resultados se representan en la Figura 6.

- 0 mL: $pH \approx 2,56$
- 5 mL: $pH \approx 3,729$
- 10 mL: $pH \approx 4,202$
- 15 mL: $pH \approx 4,680$
- 20 mL: $pH \approx 8,513$
- 25 mL: $pH \approx 12,176$
- 30 mL: $pH \approx 12,436$
- 40 mL: $pH \approx 12,664$

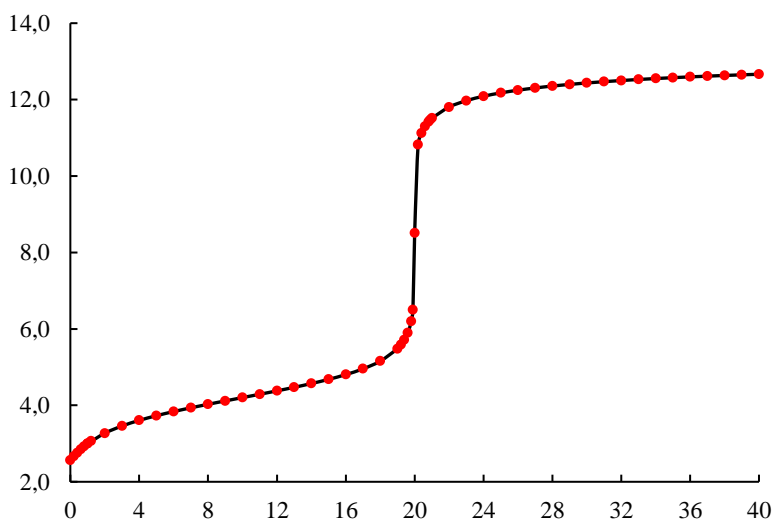


Figura 6. Curva de titulación de 25 mL de ácido benzoico con $NaOH$ 0,15M.

13.3 Resumen

La titulación ácido-base es empleada en diversas áreas, incluyendo la química analítica, la biología y la criminalística. Este proceso permite la determinación precisa de la concentración de ácidos y bases, facilitando el análisis de muestras químicas y biológicas. La interpretación de las curvas de titulación y la identificación de puntos de equivalencia son habilidades necesarias de para los profesionales en el campo de la química forense, ya que estas técnicas se aplican frecuentemente en la investigación y resolución de casos criminales.

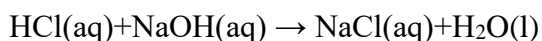
13.4 Actividades

- Debate sobre el cálculo de concentración en la valoración de los sistemas ácido base.
- Resuelva los siguientes ejercicios seleccionados:

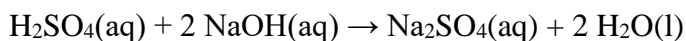
Neutralización y valoraciones ácido-base:

1. El ácido propiónico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, se utiliza a menudo como conservante en muestras biológicas, como tejidos orgánicos, fluidos corporales y muestras de alimentos. Su capacidad para inhibir el crecimiento bacteriano y fúngico lo convierte en una opción para preservar la integridad de las muestras durante el transporte y el almacenamiento, lo que facilita su análisis posterior en el laboratorio forense. ¿Cuántos mililitros de $\text{KOH}(\text{aq})$ 0,2155 M se necesitan para valorar 25,00 mL de ácido propiónico 0,3057 M?

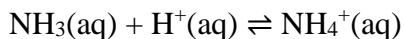
2. ¿Qué volumen de NaOH 0,0962 M se necesita exactamente para neutralizar 10,00 mL de HCl 0,128 M?
3. Una disolución de NaOH(aq) de concentración exacta no puede prepararse por simple pesada de la masa necesaria de NaOH. El NaOH no es puro y el vapor de agua condensa sobre el sólido durante la pesada. La disolución debe estandarizarse por valoración. Una muestra de 25,00 mL de una disolución de NaOH(aq) requiere para su valoración 28,34 mL de HCl 0,1085 M ¿Cuál es la molaridad de NaOH(aq)?



4. Para neutralizar exactamente 10,00 mL de H₂SO₄(aq) 0,1012 M se precisan 23,31 mL de NaOH(aq). ¿Cuál debe ser la molaridad del NaOH(aq)?



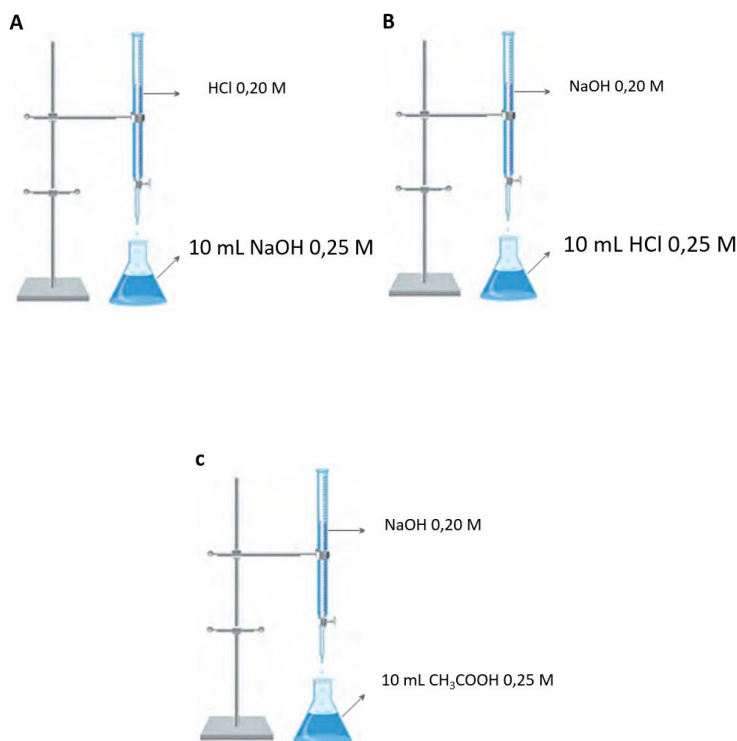
5. El hidróxido de bario, Ba(OH)₂, también tiene varias aplicaciones en el campo de la criminalística, por ejemplo, para la detección y precipitación de metales pesados presentes en muestras forenses, como residuos de disparo, suelos contaminados o muestras de agua. ¿Cuántos mililitros de Ba(OH)₂(aq) 0,0844 M se necesitan para valorar 50,00 mL de HNO₃ 0,0526 M?
6. El amoníaco de uso doméstico, utilizado para limpiar cristales y otros objetos, es NH₃(aq). Se necesitan 28,72 mL de HCl(aq) 1,021 M para neutralizar el NH₃ que hay en una muestra de 5,00 mL. La ecuación iónica neta para la neutralización es:



¿Cuál es la molaridad de NH_3 en la muestra?

Curvas de valoración

1. Para los casos indicados en las figuras adjuntas haga una representación gráfica de las curvas de titulación e indique las ecuaciones específicas para cada una de las zonas destacables de las mismas:



13.5 Conclusiones

La valoración ácido-base es una técnica importante en la química que permite determinar la concentración de soluciones ácidas y básicas

mediante reacciones de neutralización. Los ejemplos y ejercicios presentados demuestran cómo aplicar este método en diferentes contextos, utilizando indicadores y curvas de valoración para identificar el punto de equivalencia. Esta habilidad es requerida para los estudiantes de criminalística, ya que proporciona una herramienta para el análisis químico de muestras forenses, asegurando resultados fiables y contribuyendo al esclarecimiento de investigaciones.

CAPÍTULO XIV

14 DISOLUCIONES REGULADORAS

14.1 Objetivo de aprendizaje

Generar pensamiento crítico que permita estudiar las Disoluciones reguladoras.

14.2 Desarrollo

Título: Disoluciones reguladoras

14.2.1 Introducción

Las disoluciones reguladoras, también conocidas como soluciones tampón, son mezclas que mantienen constante el pH de una solución cuando se añaden pequeñas cantidades de ácidos o bases. Son importantes en numerosos procesos químicos y biológicos, incluidos aquellos utilizados en criminalística [43], [44].

14.2.2 Principios básicos de las disoluciones reguladoras

Una disolución reguladora está compuesta por un ácido débil y su base conjugada, o una base débil y su ácido conjugado. Estas disoluciones tienen la capacidad de resistir cambios en el pH debido a que la presencia de estas especies conjugadas neutraliza los ácidos y bases añadidas.

14.2.3 Mecanismo de acción de las disoluciones reguladoras

El funcionamiento de una disolución reguladora se basa en el principio de Le Chatelier. Cuando se añade un ácido a la disolución, los iones de hidrógeno, H^+ , son neutralizados por la base conjugada presente en la disolución, y viceversa, cuando se añade una base, los iones hidroxilo, OH^- , son neutralizados por el ácido débil presente en la disolución.

14.2.4 Componentes de las disoluciones reguladoras

Las disoluciones reguladoras están compuestas por:

- **Ácido débil y su base conjugada:** Por ejemplo, ácido acético, CH_3COOH , y acetato de sodio, CH_3COONa .
- **Base débil y su ácido conjugado:** Por ejemplo, amoníaco, NH_3 , y cloruro de amonio, NH_4Cl .

14.2.5 Aplicaciones en criminalística

En criminalística, las disoluciones reguladoras son empleadas en varias áreas:

- **Análisis de ADN:** Se utilizan para mantener el pH óptimo durante la extracción y amplificación del ADN.
- **Preservación de muestras biológicas:** Mantienen el pH estable para evitar la degradación de las muestras.
- **Reacciones químicas controladas:** Garantizan que las reacciones ocurran en condiciones de pH específicas y estables.

14.2.6 Preparación de disoluciones reguladoras

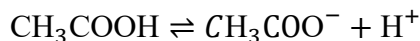
Para preparar una disolución reguladora, se siguen estos pasos:

1. Seleccionar el par ácido/base adecuado para el pH deseado. De preferencia aquel cuyo pka o pkb esté lo más cercano posible al pH deseado.
2. Calcular las cantidades necesarias de ácido y base.
3. Disolver ambos componentes en agua destilada.
4. Ajustar el pH según sea necesario.

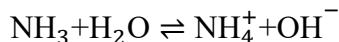
Ejemplo: Preparación de un tampón de ácido acético/acetato de sodio con pH 4,76.

Ejemplos de disoluciones reguladoras comunes

- Sistema ácido acético/acetato (pH 4,76):



- Sistema amoníaco/cloruro de amonio (pH 9,25):



14.2.7 Problemas y ejercicios

Ejercicio 1: Calcular el pH de una disolución reguladora que contiene 0,1 M de ácido acético y 0,1 M de acetato de sodio. K_a del ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$.

Ejercicio 2: Determinar el cambio en el pH cuando se añaden 0,01 moles de HCl a 1 litro de una disolución reguladora de amoníaco/cloruro de amonio que contiene 0,1 M de cada componente.

Soluciones a los ejercicios

Solución al Ejercicio 1:

1. Aplicar la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

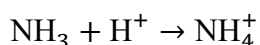
$$pH = pKa + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

$$pH = -\log(1,8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0,1}{0,1}\right)$$

$$pH = 4,74$$

Solución al ejercicio 2:

1. Calcular los moles de H⁺ añadidos: 0,01 moles.
2. Utilizar la capacidad buffer de la disolución:



- Moles de NH₃ después de la adición: 0,1 – 0,01 = 0,09 moles.
 - Moles de NH₄⁺ después de la adición: 0,1 + 0,01 = 0,11 moles.
3. Calcular el nuevo pH usando Henderson-Hasselbalch:

$$pH = 9,25 + \log\left(\frac{0,09}{0,11}\right)$$

$$pH = 9,25 + \log(0,818)$$

$$pH \approx 9,11$$

14.2.8 Capacidad reguladora

La capacidad reguladora de una disolución es la cantidad de ácido o base que la disolución puede neutralizar antes de que ocurra un cambio en su pH de una unidad. La capacidad reguladora depende de la concentración del ácido y la base conjugada en la disolución. Es máxima cuando el pH de la disolución es igual al pK_a del ácido débil (o al pK_b de la base débil) y disminuye cuando el pH se aleja de este valor.

La capacidad reguladora se puede expresar matemáticamente como:

$$\beta = 2,303 \cdot C \cdot \left(\frac{[A^-][HA]}{([HA] + [A^-])^2} \right)$$

donde β es la capacidad reguladora, C es la concentración total del sistema buffer, $[A^-]$ es la concentración de la base conjugada y $[HA]$ es la concentración del ácido.

14.2.9 Ejercicio propuesto

Problema:

Una disolución reguladora está formada por 0,5 M de ácido propanoico, CH_3CH_2COOH y 0,5 M de propanoato de sodio, CH_3CH_2COONa . La constante de disociación del ácido propanoico, K_a es $1,34 \times 10^{-5}$.

1. Calcule el pH de la disolución reguladora.
2. Determine la capacidad reguladora de la disolución.

3. Calcule el nuevo pH si se añaden 0,01 moles de HCl a 1 litro de la disolución.

Solución:

Parte 1: Calcular el pH de la disolución reguladora

Utilizamos la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Primero, calculamos

$$pK_a = -\log(1,34 \times 10^{-5})$$

$$pK_a \approx 4,873$$

Dado que

$$[A^-] = [HA] = 0,5$$

$$pH = 4,873 + \log\left(\frac{0,5}{0,5}\right)$$

$$pH = 4,873 + \log(1)$$

$$pH = 4,873$$

Parte 2: Determinar la capacidad reguladora

La capacidad reguladora se calcula utilizando la siguiente fórmula:

$$\beta = 2,303 \cdot C \cdot \left(\frac{[A^-][HA]}{([HA] + [A^-])^2} \right)$$

En este caso, $[A^-] = [HA] = 0,5$ y $C = 0,5 + 0,5 = 1$

$$\beta = 2,303 \cdot 1 \cdot \left(\frac{0,5 \cdot 0,5}{(0,5 + 0,5)^2} \right)$$

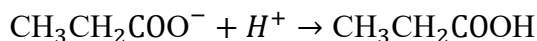
$$\beta = 2,303 \cdot 1 \cdot \left(\frac{0,25}{1} \right)$$

$$\beta = 0,5758$$

Parte 3: Calcular el nuevo pH tras la adición de HCl

Añadir 0,01 moles de HCl a la disolución introduce 0,01 moles de H^+ .

Los iones H^+ reaccionan con el propanoato, $CH_3CH_2COO^-$:



Inicialmente:

- $[CH_3CH_2COO^-] = 0,5$ M
- $[CH_3CH_2COOH] = 0,5$ M

Después de añadir H^+ :

- Moles de H^+ añadidos = 0,01 moles
- Nueva concentración de $[CH_3CH_2COO^-] = 0,5 - 0,01 = 0,49$ M
- Nueva concentración de $[CH_3CH_2COOH] = 0,5 + 0,01 = 0,51$ M

Nuevo pH usando la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pKa + \log\left(\frac{0,49}{0,51}\right)$$

$$pH = 4,87 + \log\left(\frac{0,49}{0,51}\right)$$

$$pH = 4,87 + \log(0,9608)$$

$$pH \approx 4,85$$

La capacidad reguladora de la disolución fue calculada como 0,5758, indicando su capacidad para resistir cambios de pH. Tras la adición de 0,01 moles de HCl, el pH de la disolución cambió de 4,87 a 4,85, mostrando la efectividad de la disolución reguladora en mantener un pH relativamente constante frente a la adición de un ácido fuerte.

14.3 Resumen

Las disoluciones reguladoras, también conocidas como soluciones tampón, son mezclas de un ácido débil y su base conjugada o una base débil y su ácido conjugado que resisten cambios significativos en el pH cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o base. Estas soluciones son empleadas en diversos campos, incluyendo la criminalística, donde se utilizan para mantener condiciones de pH óptimas durante el análisis de ADN, la conservación de muestras biológicas y la realización de reacciones químicas controladas.

14.4 Actividades

- Debate sobre el cálculo de concentraciones en disoluciones reguladoras.

- Desarrollar mediante representación gráfica la curva de titulación de 25 ml de ácido acético 0,1YZ M con hidróxido de sodio 0,09WY M, e indique la zona reguladora. Considere WXYZ los últimos 4 dígitos de su número de cédula.
- Elabore 2 conclusiones sobre las teorías de los sistemas ácido base.

14.5 Conclusiones

La determinación del pH y el uso de disoluciones reguladoras son componentes importantes en el análisis forense. Mantener el pH en un intervalo óptimo asegura la estabilidad y calidad de las muestras, facilita las reacciones químicas necesarias para la detección y análisis de sustancias, y ayuda a preservar la integridad de las evidencias a lo largo de todo el proceso investigativo.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] C. Baily, “Early atomic models – from mechanical to quantum (1904–1913),” *Eur. Phys. J. H*, vol. 38, no. 1, pp. 1–38, Jan. 2013, doi: 10.1140/epjh/e2012-30009-7.
- [2] A. Pyle, “Descartes and the Atomists,” in *The Cartesian Mind*, London: Routledge, 2025, pp. 80–92. doi: 10.4324/9780429345487-7.
- [3] M. Niaz, “How Important are the Laws of Definite and Multiple Proportions in Chemistry and Teaching Chemistry? – A History and Philosophy of Science Perspective,” *Sci. Educ.*, vol. 10, no. 3, pp. 243–266, May 2001, doi: 10.1023/A:1008706213939.
- [4] R. Chang and J. Overby, *Chemistry*, 13th ed. Mc Graw Hill Education, 2019.
- [5] M. Niaz, “Understanding Stoichiometry: Do Scientific Laws Help in Learning Science?,” 2016, pp. 125–141. doi: 10.1007/978-3-319-26248-2_5.
- [6] P. P. Pradhan, “A Luminescent Pathway for Anti-Counterfeiting of Currency and Forensic Applications,” 2024, pp. 67–142. doi: 10.21741/9781644903056-2.
- [7] J. C. Medina López, D. A. Hurtado Flórez, and C. Barreda Ramírez, “Aplicación de la Metodología del Marco Lógico en los proyectos de semilleros de investigación de una universidad a distancia,” *Rev. Científica Profundidad Construyendo Futur.*,

vol. 12, no. 12, pp. 12–21, Jan. 2020, doi: 10.22463/24221783.2571.

- [8] J. L. López Zepeda, “Huellas dactilares y la química detrás de algunas técnicas para revelarlas,” *Educ. Química*, vol. 33, no. 4, p. 50, Sep. 2022, doi: 10.22201/fq.18708404e.2022.4.83043.
- [9] J. G. Fuentes, L. Pérez Barly, Y. García González, D. O’, R. Noda, and R. Guedes Díaz, “Intoxicación por monóxido de carbono Carbon monoxide poisoning,” 2019. [Online]. Available: <http://scielo.sld.cuhttp://www.revmedmilitar.sld.cuBajolicenciaCreativeCommons>
- [10] M. Giliberti and L. Lovisetti, “Thomson’s and Nagaoka’s Atomic Models,” 2024, pp. 117–158. doi: 10.1007/978-3-031-57934-9_4.
- [11] B. S. Ishkhanov, “The atomic nucleus,” *Moscow Univ. Phys. Bull.*, vol. 67, no. 1, pp. 1–24, Feb. 2012, doi: 10.3103/S0027134912010092.
- [12] A. Albanese and M. Vicentini, “Why Do We Believe that an Atom is Colourless? Reflections about the Teaching of the Particle Model,” *Sci. Educ.*, vol. 6, no. 3, pp. 251–261, May 1997, doi: 10.1023/A:1017933500475.
- [13] E. B. Podgoršak, “Rutherford–Bohr Atomic Model,” in *Compendium to Radiation Physics for Medical Physicists*, Berlin, Heidelberg: Springer Berlin Heidelberg, 2014, pp. 177–223. doi:

10.1007/978-3-642-20186-8_3.

- [14] A. Svidzinsky *et al.*, “Bohr model and dimensional scaling analysis of atoms and molecules,” *Int. Rev. Phys. Chem.*, vol. 27, no. 4, pp. 665–723, Oct. 2008, doi: 10.1080/01442350802364664.
- [15] S. A. Rashkovskiy, “Quantum mechanics without quanta: the nature of the wave–particle duality of light,” *Quantum Stud. Math. Found.*, vol. 3, no. 2, pp. 147–160, Jun. 2016, doi: 10.1007/s40509-015-0063-5.
- [16] V. Sahni, “Schrödinger–Pauli theory of electrons: New perspectives,” *Int. J. Quantum Chem.*, vol. 121, no. 7, Apr. 2021, doi: 10.1002/qua.26556.
- [17] G. C. Rossi, “A beyond-the-Standard-Model model without Higgs,” *Nucl. Part. Phys. Proc.*, vol. 343, pp. 135–140, Apr. 2024, doi: 10.1016/j.nuclphysbps.2023.09.013.
- [18] G. Nurbakova, E. Boos, V. Bunichev, N. Khaby1, S. Rustembayeva, and S. Imanova, “Standard model and predictions for the Higgs boson,” *Phys. Sci. Technol.*, vol. 9, no. 2, Dec. 2022, doi: 10.26577/phst.2022.v9.i2.07.
- [19] J. T. Spencer, *Introduction to Forensic Science*. Boca Raton: CRC Press, 2024. doi: 10.4324/9781003183709.
- [20] S. Bell, *Forensic Chemistry*. Boca Raton: CRC Press, 2022. doi: 10.4324/9780429440915.

- [21] C. García Ruiz, *Introducción a la Química Forense*. Barcelona, España: J.M. Bosch, 2020.
- [22] J. Crowe and T. Bradshaw, *Chemistry for the Biosciences: The Essential Concepts*. Oxford, UK: Oxford University Press, 2023.
- [23] R. M. Hartshorn and A. Yerin, “The past, present, and future in the nomenclature and structure representation of inorganic compounds,” *Dalt. Trans.*, vol. 48, no. 26, pp. 9422–9430, 2019, doi: 10.1039/C9DT00352E.
- [24] J. S. Wallace, *Chemical Analysis of Firearms, Ammunition, and Gunshot Residue, Second Edition*. CRC Press, 2018. doi: 10.4324/9781315153254.
- [25] V. D. Hähnke, S. Kim, and E. E. Bolton, “PubChem chemical structure standardization,” *J. Cheminform.*, vol. 10, no. 1, p. 36, Dec. 2018, doi: 10.1186/s13321-018-0293-8.
- [26] M. Elena Bravo-Gómez, L. A. Castillo-Alanis, A. Quijano-Mateos, A. Villavicencio-Queijeiro, S. Sánchez-Lazo Pérez, and L. J. Suzuri-Hernández, “Students’ foundational understanding of chemical reaction in the forensic science bachelor’s degree program at the National Autonomous University of Mexico,” *Sci. Justice*, vol. 63, no. 4, pp. 562–571, Jul. 2023, doi: 10.1016/j.scijus.2023.06.004.
- [27] S. Praharaj and D. Rout, “Voltammetric Methods for the Determination of Forensic Materials,” 2024, pp. 47–71. doi: 10.1021/bk-2024-1481.ch003.

- [28] M. A. Mohamed and M. P. S. Mousavi, “Electrochemical eyes: exploring forensic mysteries with electrochemical sensor technologies,” in *Electrochemistry*, Royal Society of Chemistry, 2024, pp. 368–403. doi: 10.1039/9781837676408-00368.
- [29] D. M. Tejashwini, R. Naik, V. Sunagar, H. P. Nagaswarupa, and Y. V. Naik, “An Introduction to Forensic Electrochemistry,” 2024, pp. 1–23. doi: 10.1021/bk-2024-1481.ch001.
- [30] E. J. Kim, Y. Kim, S. Kwon, S. H. Kang, and T. H. Park, “Forensic electrochemical sensor for fentanyl and morphine detection using an Au–NiO_x-electrodeposited carbon electrode,” *RSC Adv.*, vol. 15, no. 17, pp. 13497–13504, 2025, doi: 10.1039/D5RA00523J.
- [31] I. Ptaszyńska-Sarosiek *et al.*, “Assessment of blood and urine total antioxidant and oxidative status in alcohol and acetone fatal poisonings,” *Sci. Rep.*, vol. 15, no. 1, p. 24163, Jul. 2025, doi: 10.1038/s41598-025-09494-x.
- [32] B. G. de O. Bessa, H. de A. Silva-Neto, W. K. T. Coltro, T. L. Rocha, and W. R. Lopes, “Lead toxicity in *Lucilia cuprina* and electrochemical analysis: a simple and low-cost alternative for forensic investigation,” *Anal. Bioanal. Chem.*, vol. 413, no. 12, pp. 3201–3208, May 2021, doi: 10.1007/s00216-021-03257-z.
- [33] L. J. Kaplan, “Chemistry and Crime: Investigating Chemistry from a Forensic Science Perspective,” 2019, pp. 13–34. doi: 10.1021/bk-2019-1324.ch002.

- [34] A.-M. Park and I. Tsunoda, "Forensic Luminol Reaction for Detecting Fecal Occult Blood in Experimental Mice," *Biotechniques*, vol. 65, no. 4, pp. 227–230, Oct. 2018, doi: 10.2144/btn-2018-0017.
- [35] S. Lee, Y. Jo, H. Lim, and K. Rhee, "Development of forensic blood substitute: Focusing on luminol reaction functionality," *J. Forensic Sci.*, vol. 70, no. 3, pp. 1157–1164, May 2025, doi: 10.1111/1556-4029.70018.
- [36] A. A. Doucette and R. A. Chisholm, "Molecular-Formula Determination through Accurate-Mass Analysis: A Forensic Investigation," *J. Chem. Educ.*, vol. 96, no. 7, pp. 1458–1464, Jul. 2019, doi: 10.1021/acs.jchemed.8b00949.
- [37] I. Eilks, O. Gulacar, and J. Sandoval, "Exploring the Mysterious Substances, X and Y: Challenging Students' Thinking on Acid–Base Chemistry and Chemical Equilibrium," *J. Chem. Educ.*, vol. 95, no. 4, pp. 601–604, Apr. 2018, doi: 10.1021/acs.jchemed.7b00404.
- [38] G. M. M. Abdelaal, N. I. Hegazy, R. L. Etewa, and G. E. A. Elmesallamy, "Postmortem redistribution of drugs: a literature review," *Forensic Sci. Med. Pathol.*, vol. 20, no. 4, pp. 1483–1490, Sep. 2023, doi: 10.1007/s12024-023-00709-z.
- [39] K. Brown, C. Jacquet, J. Biscay, P. Allan, and L. Dennany, "Tale of Two Alkaloids: pH-Controlled Electrochemiluminescence for Differentiation of Structurally Similar Compounds," *Anal.*

- Chem.*, vol. 92, no. 2, pp. 2216–2223, Jan. 2020, doi: 10.1021/acs.analchem.9b04922.
- [40] L. E. Oghenemavwe, C. D. Orupabo, and T. J. Horsfall, “Soil pH effect on bone degradation,” *Adv. Biomed. Heal. Sci.*, vol. 1, no. 3, pp. 156–161, Jul. 2022, doi: 10.4103/abhs.abhs_10_22.
- [41] R. Singh, “Narration and Legacy of Important Chemical Spot Tests in Forensic Investigation,” *Crit. Rev. Anal. Chem.*, vol. 52, no. 1, pp. 35–52, Jan. 2022, doi: 10.1080/10408347.2020.1785837.
- [42] C. Pinthong, P. Chaiyen, S. Maenpuen, and P. Chenprakhon, “Inquiry-Based Laboratories for Students to Investigate the Concepts of Acid–Base Titration, pK_a , Equivalence Points, and Molar Absorption Coefficients,” *J. Chem. Educ.*, vol. 99, no. 12, pp. 4008–4015, Dec. 2022, doi: 10.1021/acs.jchemed.2c00319.
- [43] E. Marchei, S. Malaca, S. Graziano, M. Gottardi, S. Pichini, and F. P. Busardò, “Stability and Degradation Pathways of Different Psychoactive Drugs in Neat and in Buffered Oral Fluid,” *J. Anal. Toxicol.*, vol. 44, no. 6, pp. 570–579, Jul. 2020, doi: 10.1093/jat/bkz114.
- [44] L. A. Nisbet, G. E. DiEmma, and K. S. Scott, “Drug stability in forensic toxicology,” *WIREs Forensic Sci.*, vol. 5, no. 4, Jul. 2023, doi: 10.1002/wfs2.1481.



Principios de química aplicada a la criminalística, se publicó en el mes de diciembre de 2025.

ISBN: 978-9907-0-0401-4

**Grupo Editorial BLR
Ecuador
Cel: +593 98 320 4362
[https://grupobl.com/
publicaciones@grupobl.com](https://grupobl.com/publicaciones@grupobl.com)**

BIOGRAFÍA DE LOS AUTORES

Jorge Alexander Briceño Carrasquel:

Licenciado en Bioquímica y Doctor en Ciencias Veterinarias. Actualmente cursa estudios de Maestría en Biotecnología en la Universidad Estatal de Milagro. Se desempeña como docente en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo, Sede Orellana, donde imparte asignaturas relacionadas con las ciencias biológicas como Biología, Bioquímica y Bioquímica Ambiental. Posee una sólida trayectoria científica respaldada por publicaciones en revistas indexadas y una activa participación en proyectos de investigación. Entre sus contribuciones más destacadas figura la dirección del proyecto 'Monitoreo de enfermedades y parásitos emergentes y reemergentes en relación con los cambios medioambientales de ecosistemas en las áreas protegidas de la Cuenca del Río Napo-Orellana', cuyos resultados han aportado significativamente al entendimiento de las dinámicas ecológicas y sanitarias en la Amazonía ecuatoriana.

PRINCIPIOS DE QUÍMICA APLICADA A LA CRIMINALÍSTICA

Estimado lector, la asignatura de Principios Básicos de Química está diseñada para estudiantes de la carrera de Criminalística de la Universidad Estatal de Bolívar. El curso, de modalidad semipresencial, busca fortalecer el pensamiento crítico de los alumnos y capacitarlos para aplicar los conocimientos de la química en la investigación forense.

El programa académico se divide en cuatro unidades. La primera unidad, "Átomos, teoría cuántica y estructura de los átomos," se enfoca en la materia y los modelos atómicos. La segunda, "Relaciones periódicas y enlace químico," cubre las propiedades de la tabla periódica y los distintos tipos de enlaces. La tercera, "Nomenclatura y balance de ecuaciones químicas," trata la identificación de compuestos y el balanceo de ecuaciones, con ejemplos aplicados a la criminalística, como la detección de residuos de disparo. Finalmente, la cuarta unidad explora "Relaciones de masa, ácidos y bases," incluyendo la determinación del pH.

La evaluación es continua y se basa en diversas actividades, tales como trabajos escritos, ejercicios prácticos y tareas autónomas, incluyendo la elaboración de mapas mentales e infografías.



Grupo Editorial BLR
Ecuador
Cel: +593 98 320 4362
[https://grupobl.com/
publicaciones@grupobl.com](https://grupobl.com/publicaciones@grupobl.com)

ISBN: 978-9907-0-0401-4

