

▪ Gema Eunice Acosta Niño ▪

Química. El estudio de los cambios




Editorial
Neogranadina

Catalogación en la publicación – Biblioteca Nacional de Colombia

Acosta Niño, Gema Eunice

Química, el estudio de los cambios / Gema Eunice Acosta

Niño. -- Bogotá : Universidad Militar Nueva Granada, 2020.

p. 540 – (Colección Docencia)

Incluye bibliografía. -- Texto en español con resumen en inglés.

ISBN 978-958-5103-07-8

1. Química - Enseñanza 2. Química - Teorías 3. Química - Problemas, ejercicios, etc. I. Serie

CDD: 541.2 ed. 23

CO-BoBN- a1056658



Química. El estudio de los cambios

© Gema Eunice Acosta Niño

© Universidad Militar Nueva Granada

Colección Docencia

© Vicerrectoría de Investigaciones

© Editorial Neogranadina

Bogotá, Colombia

editorial.neogranadina@unimilitar.edu.co

▪ Gemma Eunice Acosta Niño ▪

QUÍMICA. EL ESTUDIO DE LOS CAMBIOS

Cómo citar:

APA:

Acosta Niño, G. E. (2020). *Química. El estudio de los cambios*.
Bogotá: Editorial Neogranadina.

MLA:

Acosta Niño, Gema Eunice. *Química. El estudio de los cambios*.
Editorial Neogranadina, 2020.

Chicago:

Acosta Niño, Gema Eunice. *Química. El estudio de los cambios*.
Docencia. Bogotá: Editorial Neogranadina, 2020.



Química. El estudio de los cambios

Gema Eunice Acosta Niño*

RESUMEN

El libro consta de once capítulos, dedicados a mostrar y enseñar los conceptos básicos de la química, teniendo en cuenta los avances y hallazgos de la época. En él, se da a conocer la base teórica de cada tema elegido, con algunas explicaciones consideradas relevantes en cada caso. Para cada contenido, se indican las competencias que van a desarrollarse y logros que el estudiante debe adquirir. Asimismo, se presentan ejercicios resueltos, con las explicaciones pertinentes. Se incluyen también imágenes y fotografías ilustrativas relacionadas con los distintos temas, tales como tablas periódicas actualizadas y fotografías de laboratorio. Se incluyen, además, tabulaciones de resultados de varios trabajos o datos relevantes. Por último, al final de cada capítulo se adiciona una serie de ejercicios y problemas propuestos, que incluyen todas las temáticas tratadas, junto con sus respuestas, para dar seguridad al estudiante sobre su trabajo.

PALABRAS CLAVE

Balanceo de ecuaciones; coloides; pH; diagramas de fase; enlaces; estados de la materia; estequiometría; estructura atómica; gases y sus leyes; masa atómica; propiedades fisicoquímicas; soluciones; tabla periódica; teoría cinético-molecular.

DOI: <https://doi.org/10.18359/9789585103078>

*Correo electrónico: gema.acosta@unimilitar.edu.co



Chemistry. The study of changes

Gema Eunice Acosta Niño*

ABSTRACT The book has eleven chapters dedicated to presenting and teaching the basic concepts of chemistry considering the current advances and findings. The book includes the theoretical basis for each topic with some relevant explanations for each case. For each piece of content, the competences to be developed and the achievements to be met are presented. It also includes exercises with their solutions and explanations as well as illustrative images and photographs related to the different topics, such as updated periodic tables and laboratory photographs. Additionally, it includes tallied results of several works and relevant data. Finally, at the end of each chapter it incorporates a series of exercises and problems encompassing all the topics presented with answers in order to give confidence to the students about their work.

KEYWORDS

Equation balancing; colloids; pH; phase diagrams; links; states of matter; stoichiometry; atomic structure; gases and their laws; atomic mass; physicochemical properties; solutions; periodic table; kinetic-molecular theory

DOI: <https://doi.org/10.18359/9789585103078>

*E-Mail: gema.acosta@unimilitar.edu.co

Dedicatoria

El trabajo y el tiempo invertidos en el desarrollo de este texto están dedicados a quien fue el motor y cómplice de mis logros: Iván, quien aunque hoy ya no nos acompaña en este mundo, amó, trabajó y vivió para y por la ciencia.

Contenido

Capítulo 1. Los cambios químicos	29
Competencias para desarrollar en el Capítulo 1	31
Breve historia de la química	33
Definición de materia	35
Propiedades de la materia	35
Ley de la conservación de la masa de Lavoisier	36
Cambios físicos y químicos	37
Clasificación de la materia	39
Los estados de la materia	40
Propiedades físicas de la materia	47
Propiedades químicas de la materia	58
Ejercicios	67
Resueltos	67
Aplicación	69
Reflexiones	72
Capítulo 2. Mediciones en química y Sistema Internacional de Unidades	73
Competencias para desarrollar en el Capítulo 2	75
Unidades básicas (fundamentales)	80
Definición de las magnitudes básicas del Sistema Internacional	81
Unidades derivadas del Sistema Internacional	84
Mediciones en química	88
Ejercicios	119
Resueltos	119
Propuestos	124
Unidades compuestas	128

Capítulo 3. Estructura atómica y tabla periódica	131
Competencias para desarrollar en el Capítulo 3	133
El átomo	136
Isótopos	138
Masa atómica	141
Modelos atómicos	141
Modelo atómico actual	145
Principio de incertidumbre de Heisenberg	146
Números cuánticos	146
Forma de los orbitales atómicos	151
Configuración electrónica	152
Relación con la tabla periódica	160
Grupos y periodos	161
Características de los elementos de acuerdo con la periodicidad	163
Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos	164
Propiedades diamagnéticas y paramagnéticas	170
Propiedades periódicas de los elementos	170
El radio iónico	180
Valencia	180
Ejercicios	182
Resueltos	182
Aplicación	186
Problemas	187
Capítulo 4. Medición de la materia: el concepto de mol	193
Competencias para desarrollar en el Capítulo 4	195
Masas atómicas	197
Ejercicios	212
Resueltos	212
Propuestos	219

Capítulo 5. Enlaces, formación de moléculas y geometría molecular	225
Competencias para desarrollar en el Capítulo 5	227
Reacciones químicas	229
Regla del octeto	229
Energía de los enlaces	230
Fórmulas de puntos de Lewis	231
Enlace iónico	235
Enlace covalente	237
Enlace metálico	244
Geometría molecular	245
Ejercicios	265
Resueltos	265
Propuestos	275
 Capítulo 6. Estequiometría y balanceo de reacciones	 279
Competencias para desarrollar en el Capítulo 6	281
Estequiometría de las reacciones químicas	283
Ley de la conservación de la masa de Lavoisier	284
Ecuaciones químicas	285
Balanceo de ecuaciones sencillas	286
Rendimiento de una reacción química	290
Reactivo límite o reactivo limitante	291
Sustancias con impurezas (porcentaje de pureza en reactivos y productos)	293
Reacciones de óxido-reducción	295
Balanceo de ecuaciones químicas	297
Ejercicios	312
Estequiometría	312
Propuestos	318

Capítulo 7. Naturaleza de las soluciones	325
Competencias para desarrollar en el Capítulo 7	327
Soluciones y sus propiedades	329
¿Cómo es el proceso de solución?	330
Solventes e interacciones intermoleculares	332
Solubilidad	332
Disoluciones moleculares	334
Disoluciones iónicas	334
Efectos sobre la solubilidad de la temperatura y la presión	335
Concentración	337
Equivalente químico	345
Dilución	350
Titulación o valoración	354
Ejercicios	360
Resueltos	360
Propuestos	368
Análisis	372
Capítulo 8. Características de los gases	375
Competencias para desarrollar en el Capítulo 8	377
Temperatura	380
Volumen	380
Presión	380
Leyes empíricas de los gases	382
Gas recolectado sobre agua	404
Teoría cinética de los gases ideales	406
Velocidades moleculares de los gases	408
Difusión y efusión de gases	408
Problemas	411
Propuestos	411

Capítulo 9. Características generales de líquidos y sólidos	417
Competencias para desarrollar en el Capítulo 9	419
Teoría cinético-molecular	421
Fuerzas intermoleculares	422
Energía de las interacciones interiónicas e intermoleculares	426
Líquidos	427
Cambios de estado	437
Definición de fase	438
Sólidos	441
Ejercicios	460
Resueltos	460
Propuestos	465
Capítulo 10. Propiedades coligativas de las soluciones y coloides	471
Competencias para desarrollar en el Capítulo 10	473
Disminución de la presión de vapor	475
Elevación del punto de ebullición	478
Disminución del punto de congelación	479
Ósmosis y presión osmótica	482
Coloides	483
Ejercicios	488
Propuestos	488
Reflexión	490
Capítulo 11. Ácidos y bases débiles	491
Competencias para desarrollar en el Capítulo 11	493
Concepto de pH	495
Electrolitos	498
Ácidos y bases según Arrhenius	499
Definición de Brønsted-Lowry para ácidos y bases	501
Carácter relativo de ácido y base: los anfóteros	502

Definición de Lewis de ácidos y bases	503
Equilibrio iónico del agua	504
Producto iónico del agua	505
El pH como medida de acidez	508
La escala de pH	509
El pH y el suelo	511
Ejercicios	513
Propuestos	513
Referencias	515
Índice Analítico	523

Índice de tablas y figuras

Figuras

Figura 1. Azufre volcánico, en estados sólido y gaseoso (a). Cristales de azufre, una de las fases del estado sólido (b)	38
Figura 2. Magnesio en su forma metálica (a) y formando cristales de sulfato de magnesio (b)	38
Figura 3. Esquema de clasificación de la materia	40
Figura 4. Estados de la materia y procesos que tienen lugar en el paso de un estado a otro	41
Figura 5. Cristales de nieve (agua en estado sólido)	42
Figura 6. Agua en estado líquido	43
Figura 7. Masa de sustancias en estado gaseoso (nubes)	44
Figura 8. Ejemplos de sustancias en estado plasmático: (a) rayos durante una tormenta eléctrica y (b) detalle de una lámpara de plasma	45
Figura 9. Esquema de los diferentes estados de la materia	47
Figura 10. Picnómetro, instrumento empleado para medir la densidad de los líquidos	48
Figura 11. Molécula de agua. Caso típico de una molécula polar	53
Figura 12. Técnicas comunes de separación de mezclas	54
Figura 13. Separación de sólidos y líquido por evaporación: salinas	56
Figura 14. Cristales de sulfato de cobre obtenidos a partir de una solución	57
Figura 15. Representación de cambios de energía en una reacción	61
Figura 16. Cronómetro	77
Figura 17. Instrumentos para medir el volumen (unidad derivada) de líquidos en laboratorio	84
Figura 18. Calibrador nonio. Instrumento de precisión frecuentemente usado en el laboratorio	89
Figura 19. Cronómetro. Instrumento usado con frecuencia para calcular el tiempo con precisión de décimas de segundo	91
Figura 20. Balanza analítica, instrumento frecuentemente usado en el laboratorio para el cálculo de la masa	106

Figura 21. Elementos para medición de temperatura	107
Figura 22. Elementos de laboratorio para medir el volumen de líquidos	109
Figura 23. Ejemplo de una pipeta aforada	110
Figura 24. Lectura correcta del menisco en medición de volúmenes de líquidos	111
Figura 25. Manómetro, instrumento empleado para medir la presión	112
Figura 26. Comparación entre las escalas de temperatura Kelvin, Celsius y Fahrenheit	116
Figura 27. Imagen de cómo se considera que es un agujero negro	135
Figura 28. Representación de la estructura interna del átomo	136
Figura 29. Representación para el átomo de silicio. (2006)	137
Figura 30. Diagrama de espines apareados	150
Figura 31. Diagrama de orbitales s, p, d	151
Figura 32. Diagrama de orbitales f	152
Figura 33. Representación para la escritura de la distribución electrónica	156
Figura 34. Distribución por orbitales en la tabla periódica	157
Figura 35. Tabla periódica de los elementos químicos. Incluye grupos, periodos y clasificación por niveles y subniveles	161
Figura 36. Tabla periódica con número atómico y nombre de los elementos químicos	164
Figura 37. Tabla periódica de los elementos químicos con la configuración electrónica del último nivel de cada elemento	166
Figura 38. Distribución en la tabla periódica para los grupos representativos de los elementos, según la configuración electrónica	169
Figura 39. Tabla periódica de los elementos químicos, con nombres y pesos atómicos	171
Figura 40. Tabla de electronegatividades de Pauling	175
Figura 41. Variación de las propiedades periódicas en la tabla	175
Figura 42. Muestra de sulfato de cobre	205
Figura 43. Muestra de cobre en estado natural	205

Figura 44. Representación de las energías de enlace para la molécula de H ₂	230
Figura 45. Ejemplos del uso de los puntos de Lewis	231
Figura 46. Ejemplo de uso de la estructura de Lewis	232
Figura 47. Estructura de Lewis para el Cl ₂ O	234
Figura 48. Enlace iónico en la molécula de NaCl	236
Figura 49. Tabla de electronegatividades de Pauling	236
Figura 50. Representación de Lewis para una molécula de HCl que forma un dipolo	239
Figura 51. Representación de Lewis para una molécula de Cl ₂ que forma un enlace covalente no polar	240
Figura 52. Representación de Lewis para una molécula de H ₂ que forma enlaces simples	241
Figura 53. Enlace covalente doble de la molécula de O ₂	241
Figura 54. Enlace covalente triple en la molécula de N ₂	242
Figura 55. Enlaces covalente dobles en la molécula de CO ₂	243
Figura 56. Representación gráfica para la formación de amoníaco, a partir de nitrógeno e hidrógeno	285
Figura 57. Representación gráfica para la reacción de combustión del metano, que forma CO ₂ y H ₂ O	286
Figura 58. Ejemplo de una ecuación química sencilla	287
Figura 59. Fotografía de una reacción de combustión	289
Figura 60. Reacciones de óxido-reducción	295
Figura 61. Esquema de los mecanismos de óxido-reducción	296
Figura 62. Diagrama de una solución	330
Figura 63. (a) Solución diluida, (b) Solución concentrada, (c) Solución sobresaturada	339
Figura 64. Ejemplo de una solución con distintos grados de disolución	351
Figura 65. Titulación o valoración	354
Figura 66. Gráfico relación presión-volumen	382
Figura 67. Gráfico relación presión-volumen para el O ₂ a 0 °C	385

Figura 68. Gráfico relación volumen-temperatura para un gas ideal a presión constante	388
Figura 69. Representación para la formación de la molécula de HCl gaseoso	391
Figura 70. Montaje para la recolección de gases sobre agua	404
Figura 71. Cuadro sobre fuerzas intermoleculares	423
Figura 72. Ejemplos de puentes de hidrógeno	424
Figura 73. Enlaces dipolo en la molécula de agua	424
Figura 74. Viscosímetros: (a) digital y (b) viscosímetro de Ostwald	428
Figura 75. Diagrama de cambios de energía de moléculas en proceso de evaporación	430
Figura 76. Cambio en el punto de ebullición con las fuerzas intermoleculares	432
Figura 77. Ejemplo de menisco formado con agua y mercurio	434
Figura 78. Ejemplos de tensión superficial	435
Figura 79. Diagrama de fases para el agua	440
Figura 80. Diagrama de fases, presión-temperatura para el carbono	441
Figura 81. Representación sobre clasificación de materiales	443
Figura 82. Celdilla unidad	446
Figura 83. Red espacial del cloruro de sodio	449
Figura 84. Celdilla unidad y parámetros reticulares. A la izquierda una celdilla genérica, a la derecha, una cúbica	450
Figura 85. Ilustración de las 14 celdillas y los respectivos sistemas a los cuales pertenecen	451
Figura 86. Representaciones celda cúbica	453
Figura 87. Relación entre la longitud de la arista (a) y el radio (r) de los átomos en una celda cúbica simple, celda cúbica centrada en el cuerpo y una celda cúbica centrada en las caras	456
Figura 88. Ilustración del futboleno	458
Figura 89. Diagrama de un nanotubo de carbono	459

Figura 90. Efecto Tyndall. A la izquierda, solución. A la derecha, un gel (sólido en líquido)	485
Figura 91. Bruma o niebla, coloide aerosol, gas en líquido	486
Figura 92. Frutos cítricos que contienen ácidos débiles	496
Figura 93. Representación de los ácidos y bases conjugadas para HCl en agua	502
Figura 94. Representación de los ácidos y bases conjugadas para NH ₃ en agua	502
Figura 95. Representación de la reacción entre dos moléculas de agua, para formar iones hidronio e hidroxilo	505
Figura 96. Escala de pH, utilizando extracto de repollo como indicador	509

Tablas

Tabla 1. Características de sustancias puras y mezclas	39
Tabla 2. Fórmula de volumen y área superficial para algunos sólidos regulares	50
Tabla 3. Ejemplos de sustancias polares y no polares y su solubilidad	54
Tabla 4. Símbolos empleados en las ecuaciones químicas	60
Tabla 5. Magnitudes, unidades y símbolos del SI	80
Tabla 6. Definición de las unidades básicas del SI	81
Tabla 7. Múltiplos y submúltiplos del SI, con sus prefijos y símbolos	83
Tabla 8. Ejemplos de redondeo de decimales	96
Tabla 9. Ejemplos de redondeo de números enteros	97
Tabla 10. Ejemplos de redondeo considerando cifras significativas	99
Tabla 11. Múltiplos y submúltiplos comunes del metro cúbico	108
Tabla 12. Conversión de medidas de longitud sistema inglés a SI	115
Tabla 13. Conversión de medidas de superficie del sistema inglés a SI	115
Tabla 14. Conversión de medidas de peso del sistema inglés a SI	115
Tabla 15. Conversión de medidas de volumen del sistema inglés a SI	116
Tabla 16. Fórmulas de conversión de medidas de temperatura entre escalas	118
Tabla 17. Masa y carga de las tres partículas fundamentales	136
Tabla 18. Abundancia de los isótopos de hidrógeno	139
Tabla 19. Algunas características elementales del átomo de hidrógeno	139

Tabla 20. Breve historia del modelo atómico	142
Tabla 21. Descripción de los orbitales atómicos	148
Tabla 22. Valores de números cuánticos hasta nivel 4	149
Tabla 23. Carácter direccional relativo de los orbitales (tercer número cuántico)	149
Tabla 24. Número de electrones por orbital atómico	154
Tabla 25. Configuración electrónica para el átomo de cloro (Cl, Z=17)	157
Tabla 26. Configuración electrónica para el átomo de manganeso (Mn, Z = 25)	158
Tabla 27. Configuración electrónica para el átomo de europio (Eu, Z = 63)	159
Tabla 28. Configuración electrónica para algunos iones positivos	178
Tabla 29. Configuración electrónica para cationes derivados de los metales de transición	179
Tabla 30. Masas atómicas para algunos elementos	199
Tabla 31. Masas atómicas para algunos compuestos	200
Tabla 32. Clases de enlace, según la diferencia de electronegatividad	237
Tabla 33. Clasificación de la geometría electrónica y ángulos de enlace según la teoría RPECV	254
Tabla 34. Momentos dipolares de algunas moléculas polares	261
Tabla 35. Geometrías moleculares según el modelo rpecv	262
Tabla 36. Constantes de la ley de Henry para gases a 298 K, K/Torr	336
Tabla 37. Ejemplos de tipos de soluciones	338
Tabla 38. Unidades de medida de la presión más empleadas	382
Tabla 39. Datos relación presión-volumen para 1,0 g de O ₂ a 0 °C	384
Tabla 40. Datos de volumen-temperatura, a presión constante, de un gas ideal	387
Tabla 41. Energía de las interacciones dipolo-dipolo	426
Tabla 42. Efecto de las atracciones intermoleculares sobre las propiedades físicas de los líquidos	437

Tabla 43. Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos	449
Tabla 44. Relación de átomos para la celda cúbica	453
Tabla 45. Tipos de sólidos	456
Tabla 46. Características y propiedades de los cristales	457
Tabla 47. Constantes de elevación del punto de ebullición (Ke) y constantes de disminución del punto de congelación (Kc)	480
Tabla 48. Tipos de coloides	486
Tabla 49. Fórmulas y nombres de algunos ácidos y bases fuertes	498
Tabla 50. Propiedades experimentales de ácidos y bases, según Boyle	499
Tabla 51. Carácter variable de la una sustancia anfótera frente a una sustancia más o menos ácida que ella	503
Tabla 52. Clasificación del suelo según su pH	512