



Introducción a la Química

Fundamentos, Problemas y Prácticas

Escuela Superior Politécnica de Chimborazo

Autores:

Bolívar Edmundo Flores Humanante

Edmundo Rodrigo Caluña Sánchez

Manuel Alejandro Flores Albán

María José Mendoza Salazar

Prólogo

La enseñanza universitaria de la Química en niveles iniciales requiere integrar tres pilares fundamentales:

1. La teoría, analizada de manera crítica junto a los estudiantes, para comprender los principios universales de esta ciencia.
2. La resolución de ejercicios, que fortalece la comprensión y aplicación de los conceptos.
3. La experimentación en laboratorio, donde los principios abstractos se vuelven tangibles.

Sin embargo, un desafío persistente es la disparidad en la formación previa de los estudiantes. En el nivel medio, la Química se aborda de manera superficial, con pocas horas semanales y, frecuentemente, sin acceso a laboratorios bien equipados. Esto genera vacíos que dificultan su adaptación a la educación superior.

El volumen, fruto de 40 años de experiencia docente, busca reducir la diferencia entre la teoría y la aplicación en la enseñanza de la química y sus usos. Con más de 1000 actividades cuidadosamente elegidas, se convierte en un recurso completo para mejorar el aprendizaje, ayudando a los alumnos no solo a asimilar los conceptos teóricos, sino también a adquirir destrezas prácticas que les permitan desenvolverse con seguridad en su carrera profesional. Su estructura está diseñada para abordar las exigencias educativas de disciplinas como Bioquímica, Ingeniería Química, Química Pura, Ciencias Ambientales, Farmacia y áreas afines, garantizando una alineación con lo expuesto en la Introducción y manteniendo un enfoque interdisciplinario continuo. Así, esta obra se convierte en un elemento clave que apoya el proceso de aprendizaje y prepara al lector para enfrentar con éxito los retos académicos y profesionales que definen estas ciencias.

Los temas cubiertos incluyen:

- Materia y Energía
- Átomos, Moléculas y Iones
- Nomenclatura Inorgánica
- Estequiometría y Ecuaciones Químicas
- Reacciones en Medio Acuoso
- Química Cuántica y Periodicidad
- Propiedades de la Tabla Periódica

Con este enfoque, aspiramos a que los estudiantes no solo aprendan Química, sino que también descubran su fascinante aplicabilidad en el mundo real, comprendiendo cómo los conceptos teóricos se transforman en soluciones concretas para los desafíos científicos y tecnológicos de la sociedad. Cada ejercicio y propuesta metodológica busca estimular la curiosidad, la capacidad de análisis y el pensamiento crítico, preparando a los futuros profesionales para desempeñarse con solvencia en diversos campos relacionados con la ciencia. Más allá de servir como guía de estudio, este libro se proyecta como un aporte significativo a la formación científica de las nuevas generaciones, al tiempo que constituye una herramienta valiosa para los docentes, quienes encontrarán en sus páginas un recurso sólido para enriquecer sus prácticas pedagógicas y fortalecer la enseñanza de la Química en contextos académicos diversos.

Introducción a la Química: Fundamentos, Problemas y Prácticas

Autores:

Bolívar Edmundo Flores Humanante
Edmundo Rodrigo Caluña Sánchez
Manuel Alejandro Flores Albán
María José Mendoza Salazar

La presente obra fue revisada por 2 pares académicos externos ciegos conforme al proceso editorial de ACACFESA SAS.

Los rigurosos procedimientos editoriales de ACACFESA SAS garantizan la selección de manuscritos por sus aportes significativos al conocimiento y cualidades científicas.

Todas las obras publicadas por ACACFESA SAS cuentan con ISBN y se encuentran disponibles en la web



AÑO 2025

Copyright (c) 2025 EDITORIAL ACACFESA SAS.

Todos los derechos reservados.

ISBN: 978-9942-7386-8-4

Doi: <https://doi.org/10.70577/g37cna20/ACACFESA.EDITORIAL/2025>

Introducción

El estudio se aspira a que los estudiantes no solo aprendan Química, sino que también descubran su fascinante aplicabilidad en el mundo real, comprendiendo cómo los conceptos teóricos se transforman en soluciones concretas para los desafíos científicos y tecnológicos de la sociedad. Cada ejercicio y propuesta metodológica busca estimular la curiosidad, la capacidad de análisis y el pensamiento crítico, preparando a los futuros profesionales para desempeñarse con solvencia en diversos campos relacionados con la ciencia. Asimismo, el contenido del libro se alinea con los lineamientos del currículo universitario en Química, lo que garantiza su pertinencia y utilidad dentro de la formación académica formal. Más allá de servir como guía de estudio, este texto se proyecta como un aporte significativo a la formación científica de las nuevas generaciones, al tiempo que constituye una herramienta valiosa para los docentes, quienes encontrarán en sus páginas un recurso sólido para enriquecer sus prácticas pedagógicas y fortalecer la enseñanza de la Química en contextos académicos diversos.

En el libro nace con el propósito de servir como un enlace entre la teoría química y su uso en la vida diaria, dirigido especialmente a aquellos alumnos que están iniciando su recorrido en el ámbito de las ciencias. Su meta principal es fortalecer las bases teóricas de la Química, abarcando desde los conceptos más elementales hasta los temas más avanzados. Para alcanzar este objetivo, ofrece un conjunto de ejercicios progresivos que facilitan la conexión entre lo abstracto y lo cotidiano, lo que permite la comprensión de conceptos complejos a través de situaciones prácticas y relevantes para la experiencia del estudiante. Además, tiene como intención desarrollar habilidades para la resolución de problemas, promover el pensamiento científico y alentar la experimentación, aun en circunstancias con recursos limitados, convirtiéndose en un recurso integral para el aprendizaje y la enseñanza de la Química.

Está pensado para estudiantes de los primeros niveles de carreras como Química, Bioquímica, Ingeniería Química, Farmacia, Ciencias Ambientales y afines. Docentes universitarios que busquen un material de apoyo para sus clases, con ejercicios aplicables a distintos niveles. Autodidactas interesados en aprender Química de manera estructurada y con enfoque práctico. La metodología que sigue el libro se fundamenta en los tres pilares del aprendizaje: teoría clara y concisa con explicaciones en lenguaje accesible, ejercicios progresivos desde problemas básicos hasta desafíos integradores, con soluciones detalladas para autorreflexión y actividades de laboratorio con guías prácticas adaptables, que demuestran los principios teóricos incluso con materiales de bajo costo.

Capítulo I. Materia, Energía y Medición

Este capítulo compila una serie de ejercicios de selección múltiple diseñados para fortalecer los conocimientos fundamentales sobre la materia, la energía y los procesos de medición, pilares esenciales en las ciencias físico-químicas. Los reactivos han sido cuidadosamente seleccionados y organizados a partir de la experiencia docente, con el propósito de facilitar la comprensión, la evaluación formativa y la reflexión crítica del estudiante.

Los temas tratados abarcan definiciones clave como las de química, materia y energía, así como leyes fundamentales como la conservación de la materia y la energía. Asimismo, se incluyen cuestiones sobre propiedades físicas y químicas, cambios de estado, densidad, temperatura, calor específico, escalas térmicas, y métodos de separación de sustancias. Además, se introducen conceptos relacionados con el Sistema Internacional de Unidades (SI) y su aplicación en la medición precisa de magnitudes físicas.

Cada pregunta no solo busca evaluar la memoria conceptual, sino también activar el pensamiento lógico, asociativo y contextual. Esto permite al estudiante consolidar aprendizajes previos, detectar errores comunes y preparar su razonamiento científico para niveles superiores de análisis.

Este capítulo constituye una herramienta de autoevaluación integral, útil tanto para la nivelación como para el desarrollo inicial de asignaturas como Química General, Física y Ciencias de la Ingeniería, contribuyendo de manera activa a la formación científica rigurosa del estudiante.

Objetivos del capítulo

- Comprender los conceptos fundamentales de materia y energía desde una perspectiva científica.
- Identificar y clasificar las propiedades de la materia como intensivas o extensivas.
- Aplicar adecuadamente las unidades del Sistema Internacional (SI) y otras unidades de medición.
- Diferenciar entre los conceptos de calor y temperatura.
- Analizar los procesos básicos de transferencia de calor y su medición.

Esquema conceptual

Materia —► Propiedades físicas y químicas

└─► Estados de agregación

└─► Densidad y peso específico

Energía —► Definición

└─► Formas: Cinética, Potencial, Térmica, Electromagnética

└─► Relación con la materia

Unidades de Medición —► SI y no SI
 └─► Magnitudes físicas: masa, volumen, temperatura

Calor y Temperatura —► Diferencias clave
 └─► Métodos de medición

Transferencia de calor —► Conducción, convección, radiación
 └─► Aplicaciones prácticas

Las unidades de medición se clasifican en dos grupos: las que pertenecen al Sistema Internacional de Unidades (SI) y las que llamamos “no SI”. Estas últimas son unidades que tienen raíces tradicionales, históricas o que se utilizan en campos específicos del conocimiento, pero que no están incluidas en el sistema oficial que se usa a nivel internacional. A pesar de no ser parte del SI, su uso sigue siendo aceptado en contextos científicos, técnicos o en la vida cotidiana, gracias a su practicidad o a la herencia cultural. Por ejemplo, en algunos países, la pulgada y la libra son comunes para medir longitud y masa, respectivamente. Por otro lado, el litro y la hora, aunque no son estrictamente parte del SI, son ampliamente reconocidos y utilizados en la vida diaria y en diversas disciplinas. Así, entender las unidades no SI es fundamental para contextualizar la aplicación de la Química y otras ciencias, especialmente en entornos donde coexisten sistemas de medida oficiales y tradicionales.

Preguntas de reflexión inicial

- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura?
- ¿Por qué es importante utilizar un sistema de unidades estandarizado en ciencia?
- ¿Qué propiedades físicas de una sustancia pueden determinarse a partir de su densidad?
- ¿Qué formas de energía conoces y cómo se manifiestan en la vida diaria?

Conexión con la vida real o profesional

El dominio de los conceptos básicos de materia, energía y medición es crucial en múltiples disciplinas, desde la ingeniería hasta la medicina. Por ejemplo, comprender cómo se transfiere el calor permite diseñar sistemas de refrigeración eficientes o determinar la eficiencia térmica de materiales. Además, la correcta utilización de unidades estandarizadas garantiza la precisión y reproducibilidad en todo proceso experimental o técnico (Chang & Goldsby, 2021).

Glosario de términos clave

Materia: Todo aquello que posee masa y ocupa un volumen en el espacio (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

Energía: Capacidad de un sistema para realizar trabajo o transferir calor (Brown et al., 2020).

Calor: Energía transferida entre cuerpos debido a una diferencia de temperatura.

Temperatura: Medida de la energía cinética promedio de las partículas de un cuerpo.

Densidad: Relación entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa ($\rho = m/V$).

Sistema Internacional de Unidades (SI): Sistema de medición basado en siete unidades fundamentales aceptado globalmente.

Referencias

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. (2020). Química: La ciencia central (14.^a ed.). Pearson Educación.

Chang, R., & Goldsby, K. (2021). Química (13.^a ed.). McGraw-Hill Education.

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2020). Química (10.^a ed.). Cengage Learning.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. ¿Qué es la química?

- a) Ciencia que estudia los seres inertes.
- b) Ciencia que estudia los seres vivos.
- c) Ciencia que estudia las propiedades, la energía y los cambios estructurales de la materia.

Respuesta: Ciencia que estudia las propiedades, la energía y los cambios estructurales de la materia.

2. ¿Qué es la materia?

- a) Una ciencia para estudiarla.
- b) Todo lo que nos rodea.
- c) Todo lo que tiene masa y ocupa espacio

Respuesta: Todo lo que tiene masa y ocupa espacio

3. ¿La Luz, es una forma de energía?

- a) Cinética
- b) Potencial
- c) Electromagnética

Respuesta: Electromagnética

4. ¿Qué es la energía?

- a) Capacidad para realizar un trabajo.
- b) Capacidad para decidir sobre un problema
- c) Una fórmula empírica.

Respuesta: Capacidad para realizar un trabajo.

5. ¿Cuál es la fórmula de la energía cinética?

- a) $E = mc^2$
- b) $E = mgh$
- c) $E = (\frac{1}{2} mv^2)$

Respuesta: $E = (\frac{1}{2} mv^2)$

6. La ecuación que se usa para calcular la energía de las ondas electromagnéticas ($E = h \nu$), corresponde al desarrollo de la mecánica:

- a) Clásica
- b) Cuántica
- c) Automotriz.

Respuesta: Cuántica

7. ¿Cuál es la fórmula de la energía potencial?

- a) $E = mgh$
- b) $E = (\frac{1}{2} mgh)$
- c) $E = \pi r^2 h$

Respuesta: $E = mgh$

8. ¿Con cuál de las siguientes ecuaciones se calcula la energía de una onda electromagnética?

- a) $E = mc^2$
- b) $E = hc/\lambda$
- c) $E = mgh$

Respuesta: $E = hc/\lambda$

9. ¿En la ecuación de Albert Einstein $E = mc^2$, la energía se relaciona con la velocidad de la luz en forma?

- a) Inversamente proporcional.
- b) Directamente proporcional.
- c) Con el cuadrado.

Respuesta: Con el cuadrado.

10. ¿En la ecuación de la energía potencial $E = mgh$, la energía depende de?

- a) La posición o composición.
- b) La velocidad.
- c) La masa

Respuesta: La posición o composición.

11. La energía cinética con la energía potencial se:

- a) Se contraponen entre sí
- b) Se complementan mutuamente
- c) Mantienen una relación de proporcionalidad inversa

Respuesta: Complementan

12.Cuál es el concepto de Ley de conservación de la materia.

- a) No hay cambio observable en la materia durante un proceso químico o físico.
- b) Si hay un gran cambio en la materia durante un proceso químico o físico.
- c) La materia no sufre transformación nunca

Respuesta: No hay cambio observable en la materia durante un proceso químico o físico.

13.Cuál es el concepto de Ley de Conservación de la Energía.

- a) La energía se puede crear o destruir en proceso físico o químico.
- b) La energía no se puede crear ni destruir en un proceso físico o químico.
- c) La energía se crea en un proceso físico

Respuesta: La energía no se puede crear ni destruir en un proceso físico o químico.

14. La energía cinética se relaciona con:

- a) El movimiento o desplazamiento de los cuerpos
- b) La posición
- c) El tiempo

Respuesta: El movimiento o desplazamiento de los cuerpos

15. La cantidad combinada de materia y energía en el universo es:

- a) Variable
- b) Independiente
- c) Fija

Respuesta: Fija

16. La energía almacenada en los enlaces químicos de los alimentos se clasifica como:

- a) Energía cinética
- b) Energía potencial
- c) Energía radiante

Respuesta: Es la energía potencial

17. En el estado sólido, las fuerzas de cohesión son:

- a) Inferiores a las de repulsión
- b) Igualess a las de repulsión
- c) Superiores a las de repulsión

Respuesta: Superiores a las de repulsión

18. En el estado líquido, la materia:

- a) Posee forma propia
- b) Adopta la forma del recipiente que lo contiene
- c) Se enfría al ambiente

Respuesta: Adopta la forma del recipiente que lo contiene

19. Coloque en orden de densidades de menor a mayor:

- a) Sólido, gas, líquido
- b) Gas, sólido, líquido
- c) Gas, líquido, sólido.

Respuesta: Gas, líquido, sólido.

20. El cambio de sólido a líquido se llama:

- a) Licuefacción
- b) Condensación
- c) Fusión

Respuesta: Fusión

21. El cambio de estado sólido directamente a gas se denomina:

- a) Fusión.
- b) Condensación.
- c) Sublimación.

Respuesta: Sublimación.

22. Cuando se da un cambio de estado de líquido a sólido, se debe:

- a) Añadir energía.
- b) Reducir energía.
- c) Dejar en reposo.

Respuesta: Reducir energía.

23. El aire puro, químicamente es:

- a) Una mezcla.
- b) Un compuesto.
- c) Un elemento.

Respuesta: Una mezcla.

24. Los gases son:

- a) Comprensibles
- b) Compresibles
- c) Incompresibles

Respuesta: Compresibles

25. ¿Por qué el hielo flota en el agua líquida?

- a) Porque tiene menor densidad
- b) Porque el agua sólida es más pesada
- c) Por efecto de la presión atmosférica

Respuesta: Porque tiene menor densidad

26. La ebullición del agua es un proceso:

- d) Químico.
- e) Físico
- f) Ni químico ni físico

Respuesta: Físico

27. En un proceso exotérmico:

- a) Se emite calor
- b) Se absorbe calor
- c) Se emite y se absorbe calor

Respuesta: Se emite calor

28. En un proceso endotérmico

- a) Se pierde el calor
- b) Se emite calor
- c) Se absorbe calor

Respuesta: Se absorbe calor

29. Al agua a la temperatura ambiente, al aumentar el calor en 80°C:

- a) Se funde
- b) Hierve
- c) Permanece igual

Respuesta: Hierve

30. La materia exhibe sus propiedades físicas cuando:

- a) Hay ausencia de variaciones en la composición
- b) Sufre cambios en su composición
- c) Se la quema.

Respuesta: Hay ausencia de variaciones en la composición

31. En dos muestras de agua de 10,00 g y 100,00 g; la propiedad física llamada punto de ebullición es:

- a) La misma en ambas muestras
- b) Menor en la muestra de 10,00 g.
- c) Mayor en la muestra de 100,00 g.

Respuesta: La misma en ambas muestras

32. La materia exhibe sus propiedades químicas cuando:

- a) Se la expone al ambiente
- b) Sufre cambios en su composición
- c) Permanece intacta

Respuesta: Sufre cambios en su composición

33. El color, la densidad, la dureza son propiedades:

- a) Físicas.
- b) Químicas
- c) Propiedades físico químicas

Respuesta: Físicas.

34. La masa de un cuerpo es una propiedad:

- a) General
- b) Intensiva
- c) Extensiva

Respuesta: Extensiva

35. El ennegrecimiento espontáneo de las monedas de cobre de 1 centavo de dólar es un proceso:

- a) Físico
- b) Químico
- c) Bacteriológico

Respuesta: Químico

36. La combustión del gas de cocina en presencia de aire, es un proceso:

- a) Físico
- b) Ecológico
- c) Químico

Respuesta: Químico

37. Un compuesto es una sustancia que puede:

- a) Descomponerse por medios químicos en sustancias más simples
- b) Descomponerse por medios físicos en sustancias más simples
- c) Descomponerse en elementos por medios físicos

Respuesta: Descomponerse por medios químicos en sustancias más simples

38. Una sustancia es algo que:

- a) Tiene propiedades particulares
- b) No puede separarse o purificarse por medios físicos
- c) Reacciona espontáneamente

Respuesta: No puede separarse o purificarse por medios físicos

39. De los 118 elementos de la tabla periódica, la mayoría son:

- a) Metales
- b) No metales.
- c) Metaloides.

Respuesta: Metales

40. En la corteza terrestre, cuál de los siguientes elementos es el más abundante:

- a) Silicio.
- b) Oxígeno
- c) Carbono

Respuesta: Oxígeno

41. En el cuerpo humano (en masa), ¿cuál de estos elementos es el más abundante?

- a) Carbono
- b) Oxígeno
- c) Hidrógeno

Respuesta: Oxígeno.

42. En el aire, cuál elemento químico es el más abundante:

- a) Nitrógeno.
- b) Oxígeno.
- c) Los dos tienen la composición igual.

Respuesta: Nitrógeno.

43. Un elemento es una sustancia que:

- a) Tiene volumen propio
- b) Puede descomponerse en algo más simple por métodos físicos.
- c) No puede descomponerse en otras más simples por medios químicos

Respuesta: No puede descomponerse en otras más simples por medios químicos

44. Durante el invierno, el vapor de agua se transforma en escarcha de hielo, a este proceso se lo denomina:

- a) Fusión.
- b) Condensación.
- c) Solidificación.

Respuesta: Solidificación.

45. Durante una mañana fría, en los vidrios de la habitación aparecen gotas de agua. A este proceso se lo denomina:

- a) Condensación.
- b) Licuefacción.
- c) Nebulización

Respuesta: Condensación.

46. En una reacción de combustión, el oxígeno (O_2) actúa como:

- a) Combustible
- b) Comburente
- c) Catalizador

Respuesta: Comburente.

47. Las sustancias tienen:

- a) Composición variable
- b) Composición constante
- c) Composición relativa

Respuesta: Composición constante

48. Las mezclas se forman cuando:

- a) Los elementos reaccionan para formar compuestos.
- b) Se combinan dos o más sustancias
- c) Las sustancias se combinan con el aire

Respuesta: Se combinan dos o más sustancias

49. La sal de mesa es:

- a) Un elemento químico
- b) Una mezcla
- c) Una sustancia

Respuesta: Una sustancia

50. Una mezcla homogénea se define como:

- a) Aquella que tiene propiedades uniformes
- b) Aquella que tiene propiedades variables
- c) Aquella que es muy reactiva

Respuesta: Aquella que tiene propiedades uniformes

51. Una taza de café en leche es:

- a) Una mezcla homogénea.
- b) Una mezcla heterogénea
- c) Una sustancia pura

Respuesta: Una mezcla homogénea.

52. En una amalgama está presente el elemento:

- a) Al.
- b) Fe.
- c) Hg.

Respuesta: Hg.

53. Una aleación es:

- a) Un compuesto químico
- b) Una mezcla heterogénea
- c) Una mezcla homogénea

Respuesta: Una mezcla homogénea

54. El aire es:

- a) Un compuesto
- b) Un elemento
- c) Una mezcla homogénea

Respuesta: Una mezcla homogénea

55. El volumen de un cuerpo es una propiedad:

- a) Extensiva.
- b) Intensiva.
- c) Física.

Respuesta: Extensiva.

56. En el proceso físico denominado sedimentación, las sustancias se colocan en el siguiente orden de densidad de abajo hacia arriba:

- a) De mayor a menor.
- b) De menor a mayor.
- c) En cualquier orden.

Respuesta: De mayor a menor.

57. Cuál es el método recomendado para separar dos líquidos de una mezcla homogénea:

- a) Destilación simple.
- b) Recantación
- c) Cromatografía en capa fina-

Respuesta: Destilación simple.

58. Para obtener agua dulce a partir de una muestra de agua salada, cuál método es recomendado:

- a) Cromatografía en columna.
- b) Destilación simple.
- c) Cromatografía en papel.

Respuesta: Destilación simple.

59. La filtración es un medio de separación:

- a) Físico
- b) Químico
- c) Físico – Químico

Respuesta: Físico

60.Cuál de los siguientes métodos físicos de separación de muestras permite recuperar los productos:

- a) Cromatografía en papel.
- b) Cromatografía de gases.
- c) Cromatografía en columna.

Respuesta: Cromatografía en columna.

61. La cromatografía en capa fina es un método de separación:

- a) Químico, no destructivo
- b) Físico, destructivo
- c) Físico, no destructivo

Respuesta: Físico no destructivo

62.Cuál método físico es el mejor para determinar cantidades del orden de los nanogramos en muestras de sustancias:

- a) Cromatografía de columna.
- b) Cromatografía de papel.
- c) Cromatografía de gases.

Respuesta: Cromatografía de gases.

63. La explosión de una camareta es un proceso:

- a) Químico
- b) Físico
- c) Biológico

Respuesta: Químico

64. Por medio de la destilación podemos:

- a) Separar mezclas de compuestos
- b) Romper enlaces químicos
- c) Aislar elementos mediante separación

Respuesta: Separar compuestos

65. En una destilación de líquidos, el orden de producción en base al punto de ebullición es:

- a) Menor
- b) Mayor.
- c) Casual

Respuesta: Menor

66. Las plantas utilizan bióxido de carbono y agua para producir azúcar, el cambio es:

- a) Físico.
- b) Químico.
- c) Biológico.

Respuesta: Químico.

67. La descomposición de una fruta corresponde a un cambio:

- a) Físico
- b) Químico
- c) Orgánico

Respuesta: Químico

68. La unidad SI de longitud es:

- a) La yarda
- b) El kilómetro
- c) El metro

Respuesta: El metro

69. El año luz es una unidad para medir:

- a) El tiempo.
- b) La distancia
- c) La masa.

Respuesta: La distancia

70. La unidad SI de tiempo es:

- a) La hora
- b) El minuto
- c) El segundo

Respuesta: El segundo

71. Las unidades básicas en el sistema SI de unidades y medidas son:

- a) 3
- b) 5
- c) 7

Respuesta: 7

72. La temperatura en el sistema SI de unidades y medidas se expresa en:

- a) Kelvin (K)
- b) Celsius (°C)
- c) Fahrenheit (°F)

Respuesta: Kelvin (K)

73. 10^{-9}g equivale a decir:

- a) 1 ug
- b) 1 ng
- c) 1 mg

Respuesta: 1 ng

74. Qué fracción decimal de 1 segundo es un picosegundo:

- a) 10^{12} s
- b) 10^{-15} s
- c) 10^{-12} s

Respuesta: 10^{-12} s

75. Una gruesa equivale:

- a) Una docena
- b) Diez docenas.
- c) Doce docenas.

Respuesta: Doce docenas.

76. Una arroba contiene:

- a) 25 lb
- b) 50 lb
- c) 100 lb.

Respuesta: 25 lb

77. Una libra contiene:

- a) 12 onzas.
- b) 20 onzas.
- c) 16 onzas.

Respuesta: 16 onzas.

78. Una tonelada métrica contiene:

- a) 20 qq
- b) 12 qq
- c) 22 qq

Respuesta: 22 qq

79. Una docena equivale a:

- a) 24 unidades
- b) 10 unidades
- c) 12 unidades

Respuesta: 12 unidades

80. Comparando entre una milla terrestre y 1 kilómetro, ¿cuál es mayor?:

- a) La milla
- b) El Kilómetro
- c) Iguales.

Respuesta: La milla

81. Un mega equivale a:

- a) 1000 (mil) unidades
- b) 1000000 (un millón) unidades
- c) 10000 (diez mil) unidades

Respuesta: 1000000 (un millón) unidades

82. Una giga equivale a:

- a) 10^6
- b) 10^9
- c) 10^{-9}

Respuesta: 10^9

83. La temperatura ambiente promedio en Riobamba es de 14°C, en °F es igual a:

- a) 57.2°
- b) 287°
- c) -57.2°

Respuesta: 57.2°

84. La temperatura corporal es 36°C , en K es equivalente a:

- a) 273°
- b) 309°
- c) 36°

Respuesta: 309°

85. ¿Cuál temperatura es más caliente?

- a) 25 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
- b) 280 Kelvin (K)
- c) 40 Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)

Respuesta: 25 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)

86. La densidad es igual a la relación entre la _____ sobre el volumen.

- a) Masa
- b) Temperatura
- c) Presión.

Respuesta: Masa

87. La densidad relativa de una sustancia es la relación entre su densidad y la:

- a) Densidad del cuerpo.
- b) Densidad del agua.
- c) Densidad del aire.

Respuesta: Densidad del agua.

88.Cuál tiene mayor área, un cuadrado de 2,00 cm de lado o un círculo de 2 cm de diámetro:

- a) Círculo.
- b) Cuadrado
- c) Iguales

Respuesta: Cuadrado

89. Un m³ es equivalente a:

- a) 1000 cc
- b) 1000 cL
- c) 1000 L

Respuesta: 1000 L

90. La densidad absoluta de la sal de mesa (NaCl) es de 2.16 g/ml. ¿Cuál es su densidad relativa respecto al agua?

- a) 1.0
- b) 6.48
- c) 2.16

Respuesta: 2.16

91. El hielo, respecto al agua líquida es:

- a) Más denso.
- b) Menos denso.
- c) Iguales.

Respuesta: Menos denso.

92. La bureta sirve para medir:

- a) Masa
- b) Peso
- c) Volumen

Respuesta: Volumen

93.Cuál es la equivalencia de una pinta en mililitros (ml):

- a) 473.18 mililitros (ml)
- b) 500.00 mililitros (ml)
- c) 250.00 mililitros (ml)

Respuesta: 473.18 mililitros (ml)

94. Cuál instrumento de laboratorio sirve para medir volúmenes exactos:

- a) Pipeta
- b) Vaso de precipitación.
- c) Balón de aforo.

Respuesta: Balón de aforo.

95. En base a la densidad de los cuerpos, que es más pesado, un litro de Hg o un litro de Au líquido.

- a) Mercurio
- b) Oro
- c) Iguales

Respuesta: Oro

96. Si una persona mide 6 pies de alto, se dice que es:

- a) Alto.
- b) Muy alto.
- c) Normal

Respuesta: Muy alto.

97. Entre la vara y la yarda, cuál es más grande:

- a) La vara
- b) La yarda
- c) Iguales.

Respuesta: La yarda

98. La fórmula para calcular el perímetro de un círculo es:

- a) $\pi r^2 h$
- b) $2 \pi r^2$
- c) $2\pi r$

Respuesta: $2\pi r$

99. ¿Cuál de las siguientes fracciones representa la mayor cantidad?

- a) $2/3$
- b) $3/4$
- c) Iguales

Respuesta: $3/4$

100. La fórmula para calcular el volumen de una esfera es:

- a) $\pi r^2 h$
- b) $4/3 \pi r^3$
- c) $2\pi r$

Respuesta: $4/3 \pi r^3$

101. La temperatura mide la intensidad de:

- a) Calor
- b) Color
- c) Luz

Respuesta: Calor

102. El calor es una forma de energía que fluye espontáneamente del cuerpo:

- a) Frío al caliente.
- b) Caliente al frío.
- c) Frío al exterior.

Respuesta: Caliente al frío.

103. En Riobamba el agua hierve a:

- a) 100 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
- b) Menos de 100 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
- c) Más de 100 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)

Respuesta: Menos de 100 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)

104. En un proceso endotérmico se:

- a) Emite calor
- b) Mantiene constante el calor
- c) Absorbe calor.

Respuesta: Absorbe calor.

105. Cuál temperatura es más fría:

- a) 0 Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
- b) 0 Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)
- c) 0 Kelvin (K)

Respuesta: 0 Kelvin (K)

106. En qué valor numérico coinciden las escalas Celcius y Farenheit.

- a) 40.00
- b) -40.00
- c) 0.00

Respuesta: -4.00

107. En cuál escala térmica toda posible transferencia de energía calorífica es positiva:

- a) Celcius ($^{\circ}\text{C}$)
- b) Farenheit ($^{\circ}\text{F}$)
- c) Kelvin (K)

Respuesta: Kelvin (K)

108. La equivalencia de Cero grados Celsius en la escala Fahrenheit es:

- a) -17.8 Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)
- b) 32° Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)
- c) 0° Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)

Respuesta: 32 Farenheint ($^{\circ}\text{F}$)

109. La unidad SI para medir la energía calorífica es:

- a) Joule (J)
- b) Voltio (V)
- c) Electrón-voltio (eV)

Respuesta: Joule (J)

110. Una caloría equivale a:

- a) 4.184 Joule
- b) 41.84 Joule
- c) 0.4184 Joule
- d) Ninguna de las anteriores

Respuesta: 4.184 Joule

111. ¿Cuánto calor en J se requiere para elevar la temperatura de 205 g de agua de 21.1°C a 91.4°C

- a) 6.023 J
- b) 60.23×10^3 J
- c) 60.2 kJ
- d) 0.60 kJ

Respuesta: 60.2 kJ

112. La caloría se define como la cantidad de energía que hay que gastar para llevar la temperatura de _____ desde 14.5°C hasta 15.5°C.

- a) 20.00 g de agua
- b) 2.00 g de agua
- c) 1.00 g de agua

Respuesta: 1.00 g de agua

113. Cuando se aplica una misma cantidad de energía a 1.00 g de Aluminio y 1.00 de agua; se calienta primero:

- a) El aluminio
- b) El agua
- c) Se calientan iguales

Respuesta: El aluminio

114. La unidad SI que expresa cantidad de sustancia es:

- a) Kg
- b) Libra
- c) Mol

Respuesta: Mol

115. Media mol de huevos, corresponde a:

- a) 3.01×10^{23} huevos.
- b) $3.01 \times 10^{11.5}$ huevos.
- c) $6.02 \times 10^{11.5}$ huevos.

Respuesta: 3.01×10^{23} huevos.

116. El calor fluye espontáneamente de un objeto:

- a) Caliente hacia otro frío.
- b) De uno frío hacia otro caliente.
- c) Indistintamente.

Respuesta: Caliente hacia otro frío.

117. Se mezcla en un recipiente aislado 1.00 l de agua a 20°C con 1.00 l de agua a 80°C, la temperatura fina de la mezcla será:

- a) Menor a los 20°C.
- b) Mayor a los 80°C.
- c) El promedio, es decir 50°C.

Respuesta: El promedio, es decir 50°C.

118. El calor específico de una sustancia es:

- a) La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura en 1°C , 1 g de sustancia, pero con cambio de fase.
- b) La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura en 1°C , 1 g de sustancia, pero sin cambio de fase.
- c) Una propiedad externa.
- d) Una propiedad coligativa.

Respuesta: La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura en 1°C , 1 g de sustancia, pero sin cambio de fase.

119. Al mezclar dos volúmenes iguales de agua, pero a distinta temperatura, la temperatura final de la mezcla es:

- a) Superior a la más baja.
- b) Inferior a la más alta.
- c) El promedio de las dos.
- d) Inferior a la más baja.

Respuesta: El promedio de las dos.

120. Cuando en un recipiente aislado se aplica 10 kJ de energía a 10 g de agua y también bajo las mismas condiciones a 10 g de Hierro. Cual muestra calienta primero:

- a) El agua.
- b) El hierro.
- c) Los dos calientan a la misma temperatura.

Respuesta: El hierro.

121. Una muestra de agua a 0°C y otra a 100°C mantienen constante:

- a) Su calor específico.
- b) Su volumen
- c) Su masa

Respuesta: Su masa

122. El agua tiene el calor específico:

- a) Más alto que cualquier metal.
- b) Más bajo que cualquier metal.
- c) Igual que cualquier metal.

Respuesta: Más alto que cualquier metal.

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Densidad	$\rho = m / V$	g/cm^3 , kg/m^3 , g/ml
Volumen de un cubo	$V = a^3$	cm^3 , m^3
Ley de gases ideales	$V = nRT / P$	L, m^3
Masa a partir de moles	$m = n \times M$	g
Calor sensible	$Q = mc\Delta T$	J
Temperatura en K	$K = ^\circ C + 273.15$	K
Conversión $^\circ C$ a $^\circ F$	$^\circ F = (^\circ C \times 9/5) + 32$	$^\circ F$
Energía cinética	$E_k = (1/2)mv^2$	J

Nota: En problemas de mezclas, se debe verificar si los volúmenes son aditivos (no siempre aplicable).

123. Problema: Un cubo de aluminio tiene una masa de 540 g y una arista de 5 cm.
Calcular la densidad.

Respuesta: 4.32 g/cm^3 .

Solución:

Calcular el volumen del cubo: $V = arista^3 = (5 \text{ cm})^3 = 125 \text{ cm}^3$

Aplicar la fórmula de densidad: $\rho = \frac{m}{V} = \frac{540 \text{ g}}{125 \text{ cm}^3} = 4.32 \text{ g/cm}^3$

124. Problema: Un picnómetro (botella de densidad o frasco pycnometer) vacío pesa 20 g.
Lleno con agua, pesa 45 g y con aceite 40 g. Calcular la densidad del aceite. (Densidad del agua 1 g/ml).

Respuesta: 0.8 g/mL .

Solución:

$$\text{Masa del agua: } m_{\text{agua}} = 45 \text{ g} - 20 \text{ g} = 25 \text{ g}$$

$$\text{Volumen del picnómetro (igual al volumen de aceite): } V = \frac{m_{\text{agua}}}{\rho_{\text{agua}}} = \frac{25 \text{ g}}{1 \text{ g/mL}} = 25 \text{ mL}$$

$$\text{Masa del aceite: } m_{\text{aceite}} = 40 \text{ g} - 20 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

$$\text{Densidad del aceite: } \rho_{\text{aceite}} = \frac{m}{V} = \frac{20 \text{ g}}{25 \text{ mL}} = 0.8 \text{ g/mL}$$

125. Problema: Se mezclan 100 ml de alcohol ($\rho=0.79 \text{ g/ml}$) con 100 ml de agua ($\rho=1 \text{ g/ml}$). Calcular la densidad de la mezcla.

Respuesta: 0.895 g/ml .

Solución:

$$\text{Masas individuales: } m_{\text{alcohol}} = 100 \text{ ml} \times 0.79 \text{ g/ml} = 79 \text{ g}$$

$$m_{\text{agua}} = 100 \text{ ml} \times 1 \text{ g/ml} = 100 \text{ g}$$

Masa total y volumen total (suponiendo volúmenes aditivos):

$$m_{\text{total}} = 79 \text{ g} + 100 \text{ g} = 179 \text{ g}$$

$$V_{\text{total}} = 100 \text{ ml} + 100 \text{ ml} = 200 \text{ ml}$$

$$\text{Densidad de la mezcla: } \rho_{\text{mezcla}} = \frac{179 \text{ g}}{200 \text{ ml}} = 0.895 \text{ g/ml}$$

126. Problema: Un objeto tiene una masa de 120 g y un volumen de 150 cm^3 . ¿Flotará en agua ($\rho=1 \text{ g/cm}^3$)?

Respuesta: Sí flota

Solución:

$$\text{Calcular densidad del objeto: } \rho_{\text{objeto}} = \frac{120 \text{ g}}{150 \text{ cm}^3} = 0.8 \text{ g/cm}^3$$

Comparar con densidad del agua: $\rho_{\text{objeto}} < \rho_{\text{agua}}$, ($0.8 < 1$), por lo tanto flota

127. Problema: Calcular el calor necesario para calentar 200 g de agua desde 25°C hasta 75°C ($c = 4.184 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$).

Respuesta: 41.840 J

Solución:

Aplicar fórmula: $Q = mc\Delta T$

Sustituir: $Q = 200 \times 4.184 \times (75 - 25)$

Calcular: $Q = 200 \times 4.184 \times 50 = 41.840 \text{ J}$

128. Problema: Convertir 30 °C a grados Kelvin y Fahrenheit.

Respuesta: K = 303.15 K, °F = 86 °F

Solución:

A Kelvin: $K = 30 + 273.15 = 303.15 \text{ K}$

A Fahrenheit: $^{\circ}\text{F} = (30 \times 9/5) + 32 = 86 \text{ }^{\circ}\text{F}$

129. Problema: Una muestra de gas ocupa 2.5 moles a 298 K y 1 atm. Calcular el volumen usando $R = 0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$.

Respuesta: V = 61.195 L

Solución:

Aplicar fórmula: $V = nRT / P$

Sustituir: $V = 2.5 \times 0.082 \times 298 / 1$

Calcular: $V = 61.195 \text{ L}$

130. Problema: Determinar la masa en gramos de 2 moles de NaCl ($M = 58.44 \text{ g/mol}$).

Respuesta: 116.88 g

Solución:

Aplicar fórmula: $m = n \times M$

Sustituir: $m = 2 \times 58.44$

Calcular: $m = 116.88 \text{ g}$

Capítulo II. Fórmulas Químicas

Este capítulo reúne una colección de preguntas de selección múltiple diseñadas para fortalecer la comprensión de los fundamentos de la teoría atómica y el uso de fórmulas químicas, aspectos esenciales para el estudio de la química general. Los temas abordan desde los postulados de Dalton y el descubrimiento de las partículas subatómicas, hasta la estructura atómica, los isótopos, los iones, las fórmulas empíricas y moleculares, así como el uso de la tabla periódica para entender las propiedades de los elementos.

Las preguntas seleccionadas no solo buscan evaluar el conocimiento teórico, sino también estimular el razonamiento lógico y la aplicación práctica de conceptos fundamentales como peso atómico, número atómico, configuración electrónica, estados de oxidación, nomenclatura de iones y compuestos, y cálculos de cantidad de sustancia en moles. Esto permite a los estudiantes consolidar aprendizajes, identificar errores comunes y prepararse para análisis más avanzados en química inorgánica, físico-química y ciencias aplicadas.

Este capítulo se presenta como una herramienta integral de autoevaluación, útil tanto para la nivelación como para la profundización en asignaturas de ciencias básicas, aportando activamente a la formación científica rigurosa del estudiante.

Objetivos del capítulo

- Comprender la teoría atómica moderna y sus postulados principales.
- Identificar las partículas subatómicas y sus propiedades.
- Interpretar la estructura de los átomos y iones, incluyendo isótopos, isóbaros e isótonos.
- Aplicar correctamente la nomenclatura de iones, moléculas y compuestos.
- Calcular pesos atómicos, moleculares y cantidades en moles.
- Analizar la organización de los elementos en la tabla periódica y su relación con las propiedades químicas.

Esquema conceptual

Teoría Atómica —► Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr

└─► Átomos, moléculas, iones

└─► Isótopos, isóbaros, isótonos

Estructura Atómica —► Protones, neutrones, electrones

└─► Número atómico (Z), número másico (A)

Fórmulas Químicas —► Empíricas, moleculares

└─► Masa atómica, masa molecular

└─► Cantidad de sustancia (mol)

Tabla Periódica —► Grupos, períodos, bloques
└► Configuración electrónica, estados de oxidación

Glosario de términos clave

Átomo: Unidad fundamental de la materia, compuesta por protones, neutrones y electrones.

Número atómico (Z): Número de protones en el núcleo de un átomo; determina la identidad del elemento.

Número másico (A): Suma de protones y neutrones en el núcleo de un átomo.

Isótopo: Átomos de un mismo elemento con igual número atómico pero diferente número de neutrones.

Ion: Átomo o molécula con carga eléctrica neta, por ganancia o pérdida de electrones.

Fórmula empírica: Relación más simple entre los átomos de un compuesto.

Fórmula molecular: Representación exacta del número de átomos de cada elemento en una molécula.

Mol: Cantidad de sustancia que contiene 6.022×10^{23} entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.).

Peso atómico: Promedio ponderado de las masas de los isótopos de un elemento según su abundancia natural.

Configuración electrónica: Distribución de los electrones de un átomo en sus niveles y subniveles de energía.

Conexión con la vida real o profesional

Comprender la estructura atómica y el lenguaje de las fórmulas químicas es fundamental en campos como medicina, ingeniería, farmacología, ciencias ambientales y materiales. El conocimiento de iones, compuestos iónicos, moléculas y reacciones químicas permite explicar fenómenos cotidianos, diseñar nuevos materiales, entender la fisiología celular, analizar contaminantes y desarrollar fármacos. Además, los cálculos estequiométricos basados en moles son esenciales en procesos industriales, análisis de laboratorio y control de calidad.

Referencias

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. (2020). Química: La ciencia central (14.^a ed.). Pearson Educación.
Chang, R., & Goldsby, K. (2021). Química (13.^a ed.). McGraw-Hill Education.
Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2020). Química (10.^a ed.). Cengage Learning.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

El enunciado original “El átomo es la parte más pequeña de la materia que conserva sus propiedades” no es completamente correcto, dado que no diferencia claramente entre materia, elemento y sustancia. En realidad, el átomo no representa solo la unidad más diminuta de cualquier materia, sino que es la unidad más pequeña de un elemento que retiene sus características químicas particulares. Por otro lado, cuando nos referimos a una sustancia que se compone de múltiples átomos de uno o más elementos, la unidad que mantiene las propiedades de esa sustancia es la molécula.

1. El átomo es la parte más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades químicas

- a) Unidad mínima que define las propiedades de un elemento químico
- b) No se puede dividir sin perder las propiedades químicas del elemento, lo que tiene implicaciones en áreas
- c) Conlleva a diferente de una molécula o mezcla, conceptos que se aplican en química, ingeniería y ciencias ambientales para describir sustancias compuestas

Respuesta: Unidad mínima que define las propiedades de un elemento químico.

2. La teoría atómica moderna se lo debe al autor:

- a) Newton
- b) Dalton
- c) Bohr

Respuesta: Dalton

3. ¿Cuál es el primer postulado de la teoría atómica moderna?

- a) Los átomos de un elemento no se transforman en átomos diferentes durante las reacciones químicas.
- b) Cuando se combinan átomos de más de un elemento se forman compuestos.
- c) Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

Respuesta: Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

4. Seleccione cuál de las respuestas usó Dalton para deducir la ley de las proporciones múltiples.

- a) Si A y B se combinan para formar más de un compuesto la masa de B que se puede combinar con la masa de A está en proporciones de números enteros pequeños.
- b) Si A y B se combinan para formar un solo compuesto, la masa de A y la masa de B son constantes.
- c) Si A y B se combinan para formar C, las masas de A y B son variables.

Respuesta: Si A y B se combinan para formar más de un compuesto la masa de B que se puede combinar con la masa de A está en proporciones de números enteros pequeños.

5. La carga eléctrica del protón es:

- a) 1-
- b) 0
- c) 1+

Respuesta: 1+

6. La carga eléctrica del neutrón es:

- a) 1+
- b) 1-
- c) 0

Respuesta: 0

7. La carga electrónica del electrón es:

- a) 1-
- b) 1+
- c) 0

Respuesta: 1-

8. Los átomos están constituidos por:

- a) Protones y neutrones.
- b) Neutrones y protones
- c) Protones, neutrones y electrones.

Respuesta: Protones, neutrones y electrones.

9. El núcleo atómico está constituido por:

- a) Protones y electrones.
- b) Protones y neutrones.
- c) Electrones y Neutrones.

Respuesta: Protones y neutrones.

10. Los rayos catódicos están constituidos por flujos de:

- a) Protones
- b) Positrones
- c) Electrones.

Respuesta: Electrones.

11. El cátodo es el electrodo de carga:

- a) Positiva
- b) Negativa
- c) Neutra

Respuesta: Negativa

12. El inventor del experimento del tubo de rayos catódicos fue:

- a) Thomson
- b) Rutherford
- c) Einstein

Respuesta: Thomson

13. El experimento del tubo de rayos catódicos básicamente se utilizó para identificar:

- a) Protones.
- b) Neutrones
- c) Electrones.

Respuesta: Electrones.

14. Según las Leyes de Coulomb, partículas de carga igual:

- a) Se atraen.
- b) Se repelen.
- c) Se anulan.

Respuesta: Se repelen.

15. El ánodo es el electrodo de carga:

- a) Positiva
- b) Neutra
- c) Negativa

Respuesta: Positiva

16. La relación e/m para los rayos catódicos es:

- a) $9.10 \times 10^{-28} \text{g}$
- b) $1.6 \times 10^{-19} \text{C}$
- c) $1.76 \times 10^8 \text{C/g}$

Respuesta: $1.76 \times 10^8 \text{C/g}$

17. El campo electromagnético creado por un imán, Desvían la trayectoria de partículas alfa:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

18. Los rayos alfa tienen una carga eléctrica de:

- a) $2+$
- b) $1+$
- c) 0

Respuesta: $2+$

19. La masa de un electrón es:

- a) 1.67×10^{-27} kilogramos (kg)
- b) 1.67×10^{-24} gramos (g)
- c) 9.11×10^{-31} kilogramos (kg)

Respuesta: 9.11×10^{-31} kilogramos (kg)

20. El experimento de Millikan sirvió para:

- a) Calcular experimentalmente la masa de un electrón.
- b) Calcular experimentalmente la masa de un protón.
- c) Calcular experimentalmente la masa de un neutrón.

Respuesta: Calcular experimentalmente la carga de un electrón.

21. Uno de los científicos descubridores de la radioactividad es:

- a) Einstein.
- b) Becquerel
- c) Newton

Respuesta: Becquerel

22. Los rayos alfa (α) están constituidos por:

- a) Núcleos de hidrógeno.
- b) Núcleos de helio.
- c) Núcleos de litio.

Respuesta: Núcleos de helio.

23. Los rayos beta (β) están constituidos por:

- a) Protones en movimiento.
- b) Neutrones en movimiento.
- c) Electrones en movimiento.

Respuesta: Electrones en movimiento.

24. Los rayos gama (γ) están constituidos por:

- a) Electrones en movimiento.
- b) Protones en movimiento.
- c) Ondas electromagnéticas.

Respuesta: Ondas electromagnéticas.

25. La radioactividad está constituida por rayos:

- a) Alfa, beta, gama.
- b) Cósmicos, UV, IR.
- c) IR, microondas, visible.

Respuesta: Alfa, beta, gama.

26. La radiación más penetrante es:

- a) Alfa
- b) Beta
- c) Gama

Respuesta: Gama

27. La radiación más ionizante es:

- a) Alfa
- b) Beta
- c) Gama

Respuesta: Alfa

28. Los rayos beta son atraídos por el electrodo de carga:

- a) Negativa.
- b) Positiva.
- c) Positiva y negativa.

Respuesta: Positiva.

29. Los rayos gama son desviados por campos eléctricos:

- a) Negativos.
- b) Positivos y negativos.
- c) Ninguno de los anteriores.

Respuesta: Ninguno de los anteriores.

30. Los rayos beta tienen una carga efectiva:

- a) 1-
- b) 2+
- c) 2-

Respuesta: 1-

31. Al modelo atómico de Thomson se lo denomina:

- a) Átomo nuclear.
- b) Pudín de pasas.
- c) Orbital.

Respuesta: Pudín de pasas.

32. En el modelo experimental de Rutherford, las partículas α son:

- a) Atraídas por el núcleo de oro.
- b) Repelidas por el átomo de oro.
- c) Desviadas por el núcleo cuando pasan cerca del él.

Respuesta: Desviadas por el núcleo cuando pasan cerca del él.

33. En el experimento de Rutherford, la pantalla de Sulfuro de Zinc (ZnS) sirve para:

- a) Detectar partículas alfa al emitir destellos luminosos cuando son impactadas.
- b) Aumentar la velocidad de las partículas alfa.
- c) Absorber las partículas beta generadas en el experimento.

Respuesta: Detectar partículas alfa al emitir destellos luminosos cuando son impactadas.

34. ¿Cuál es la equivalencia de 1 unidad de masa atómica (u o uma) en gramos?

- a) 1.66×10^{-24} g
- b) 6.02×10^{23} g
- c) 1.66×10^{24} g

Respuesta: 1.66×10^{-24} g

35. El tubo de rayos catódicos se utilizó para demostrar la existencia de:

- a) Los neutrones.
- b) Los protones.
- c) Los electrones.

Respuesta: Los electrones.

36. Los rayos canal están constituidos por:

- a) Neutrones.
- b) Protones.
- c) Electrones.

Respuesta: Protones.

37. En los rayos canal, la relación carga-masa “e/m” es:

- a) Constante
- b) Variable
- c) Inversa.

Respuesta: Variable

38. Las partículas fundamentales de la materia se descubrieron en el siguiente orden:

- a) Electrones, neutrones y protones.
- b) Protones, neutrones y electrones.
- c) Electrones, protones y neutrones.

Respuesta: Electrones, protones y neutrones.

39. El descubrimiento de los neutrones se debe a:

- a) Einstein
- b) Chadwick
- c) Bohr

Respuesta: Chadwick

40. De las tres partículas fundamentales de la materia: protones, neutrones y electrones; las que tienen masa parecida son:

- a) Protones y neutrones.
- b) Protones y electrones.
- c) Neutrones y electrones.

Respuesta: Protones y neutrones.

41. De los tres isótopos de hidrógeno, cuál es el más abundante:

- a) Protio.
- b) Deuterio
- c) Tritio

Respuesta: Protio.

42. Cuántos neutrones tiene el Protio:

- a) 0
- b) 1
- c) 2

Respuesta: 0

43. La masa de un protón en una es igual a:

- a) 1.0073.
- b) 1.0087.
- c) 1.0000.

Respuesta: 1.0073.

44. El referente para la uma es el siguiente isótopo.

- a) El ^{16}O .
- b) El ^{40}Ca
- c) El ^{12}C

Respuesta: El ^{12}C

45. El tamaño de los átomos se mide en unidades llamadas:

- a) Micrómetros (μm)
- b) Metros (m)
- c) Ångströms ($\text{\AA}$)

Respuesta: Ångströms ($\text{\AA}$)

46. El tamaño del núcleo es:

- a) 1000 veces más pequeño que el átomo.
- b) 10.000 veces más pequeño que el átomo
- c) 10. Veces más grande que el átomo.

Respuesta: 10.000 veces más pequeño que el átomo

47. Seleccione la definición correcta de isótopo.

- a) Es un pariente de un elemento con un número másico igual.
- b) Es un pariente de un elemento con un número igual de electrones.
- c) Es un pariente de un elemento con un número atómico igual.

Respuesta: Es un pariente de un elemento con un número atómico igual.

48. Los isótopos de los elementos difieren en:

- a) El número cuántico.
- b) El número atómico.
- c) El número neutrónico.

Respuesta: El número neutrónico.

49. En los isótopos, se mantiene constante:

- a) El número de electrones.
- b) El número atómico.
- c) El número másico.

Respuesta: El número atómico.

50. El número atómico Z es igual a la suma de los:

- a) Neutrones del núcleo
- b) Neutrinos del núcleo.
- c) Protones del núcleo.

Respuesta: Protones del núcleo.

51. El isótopo 27 Aluminio (AL), cuál es su número atómico:

- a) 13
- b) 14
- c) 27

Respuesta: 13

52. En los isótopos, el número másico (A) es igual a la suma de:

- a) Protones y neutrones
- b) Protones y electrones
- c) Neutrones y electrones

Respuesta: Protones y neutrones

53. El número másico A en los isótopos es igual a la suma de los:

- a) Protones y electrones.
- b) Electrones y positrones.
- c) Protones y neutrones.

Respuesta: Protones y neutrones.

54. La masa de un electrón, se usa para el balance de masa de un átomo.

- a) Si.
- b) A veces.
- c) No.

Respuesta: No

55. En los isótonos, se mantiene constante el número de:

- a) Electrones.
- b) Protones.
- c) Neutrones.

Respuesta: Neutrones.

56. Los isóbaros tienen constante:

- a) A
- b) Z
- c) N

Respuesta: A

57. Selecciones cuál par siguiente son isóbaros:

- a) ^{14}C , ^{14}N
- b) ^{40}K , ^{38}K
- c) ^4He , ^3He

Respuesta: ^{14}C , ^{14}N

58. El ^{37}Cl tiene:

- a) 17 neutrones
- b) 20 neutrones
- c) 37 neutrones

Respuesta: 20 neutrones
\\

59. El ^{15}O del ^{16}O difieren en el número de:

- a) Protones.
- b) Neutrones.
- c) Electrones.

Respuesta: Neutrones.

60. El ^{14}N tiene:

- a) 14 neutrones.
- b) 12 neutrones
- c) 7 neutrones.

Respuesta: 7 neutrones.

61. El número atómico Z para el calcio es:

- a) 40
- b) 32
- c) 20

Respuesta: 20

62. Seleccione cuál par son isótopos:

- a) ^5He y ^5Li
- b) ^8B y ^9B
- c) ^6Li y ^6Be

Respuesta: ^8B y ^9B

63. El Ca^{2+} tiene:

- a) 20 electrones.
- b) 18 electrones.
- c) 40 electrones.

Respuesta: 18 electrones.

64. El Cl^{1-} tiene:

- a) 17 electrones.
- b) 35 electrones.
- c) 18 electrones.

Respuesta: 18 electrones.

65. El ^{238}U tiene:

- a) 92 neutrones
- b) 146 neutrones.
- c) 108 neutrones.

Respuesta: 146 neutrones.

66. El ^{292}U tiene:

- a) 200 protones.
- b) 292 protones.
- c) 92 protones.

Respuesta: 92 protones.

67.Cuál de las tres partículas fundamentales de la materia otorga la identidad a un elemento químico:

- a) Protón
- b) Neutrón.
- c) Electrón.

Respuesta: Protón

68.Cuál de las siguientes partículas fundamentales de la materia otorga las propiedades físico-químicas de la materia:

- a) Electrón
- b) Neutrón.
- c) Protón.

Respuesta: Electrón

69. Si se añaden electrones a un átomo neutro, este cambia su identidad:

- a) Si.
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: No

70. Si al isótopo ^{40}Ca , se le añade 1 protón, este:

- a) Cambia su identidad.
- b) No cambia su identidad.
- c) Solo se transforma en otro isótopo del mismo elemento.

Respuesta: Cambia su identidad.

71.Cuál de las siguientes partículas de la materia aporta a la estabilidad del núcleo del átomo:

- a) Protón.
- b) Neutrón.
- c) Electrón.

Respuesta: Neutrón.

72. El isótopo S^{2-} tiene.

- a) 16 electrones.
- b) 18 electrones.
- c) 20 electrones.

Respuesta: 18 electrones.

73.Cuál siguiente par son especies iso electrónicas:

- a) S^{2-} , S^0
- b) S^{2-} , Ar^0
- c) S^{2-} , S^{2+}

Respuesta: S^{2-} , Ar^0

74. Todos los núcleos con 84 o más protones son radiactivos:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

75. El porcentaje de abundancia de un isótopo se usa para calcular:

- a) Peso Atómico
- b) Número másico.
- c) Vida media

Respuesta: Peso Atómico

76. La partícula llamada positrón, es la antimateria de:

- a) Un neutrón.
- b) Un electrón.
- c) Un protón.

Respuesta: Un electrón.

77. El número atómico del Cr es:

- a) 24
- b) 51.99
- c) 48

Respuesta: 24

78.Cuál es el símbolo químico completo de un átomo que tiene 82 protones, 82 electrones y 126 neutrones.

- a) Pb^0
- b) Pb^{2+}
- c) Pb^{4+}

Respuesta: Pb^0

79. El número atómico del O es:

- a) 15.99
- b) 8
- c) 17

Respuesta: 8

80. El Li^+ tiene:

- a) 3 protones.
- b) 2 protones.
- c) 1 protones.

Respuesta: 3 protones.

81. El O^{2-} tiene:

- a) 16 neutrones
- b) 32 neutrones
- c) 8 Neutrones.

Respuesta: 8 Neutrones.

82. El H tiene:

- a) 1 isótopos
- b) 2 isótopos.
- c) 3 isótopos.

Respuesta: 3 isótopos.

83. El deuterio es un isótopo del elemento:

- a) He
- b) H
- c) Li

Respuesta: H

84. ¿Cuál es el elemento químico que tiene 82 protones, 82 electrones y 126 neutrones?

- a) ^{208}Pb
- b) $^{208}\text{Pb}^{2+}$
- c) $^{208}\text{Pb}^{4+}$

Respuesta: ^{208}Pb

85. ¿Cuál será el estado de oxidación de un elemento que tenga más electrones que protones?

- a) Positivo
- b) Negativo
- c) 0

Respuesta: Negativo

86. ¿Cuál será el estado de oxidación de un elemento que tenga menos electrones que protones?

- a) Cero
- b) Negativo
- c) Positivo.

Respuesta: Positivo.

87.Cuál de los siguientes iones es fundamental como electrolito en el cuerpo humano:

- a) Na^+
- b) K^+
- c) Ca^{2+}

Respuesta: Na^+

88. ¿Cuál será el estado de oxidación de un elemento que tenga igual número de electrones que protones?

- a) 0
- b) -
- c) +

Respuesta: 0

89. El peso atómico de un elemento se parece más a:

- a) Número másico.
- b) Número atómico.
- c) Número neutrónico.

Respuesta: Número másico.

90. Seleccione cuál de los siguientes ejemplos corresponde a sustancias alotrópicas:

- a) HCl, NaCl
- b) O₂, O₃
- c) CH₄, C₂H₆.

Respuesta: O₂, O₃

91. La molécula de H₂SO₄ tiene:

- a) 1 átomo de O
- b) 2 átomos de oxígeno
- c) 4 átomos de oxígeno

Respuesta: 4 átomos de oxígeno

92. El modelo molecular que se parece más a la realidad, es:

- a) Modelo de bolas y varillas.
- b) Modelo desarrollado.
- c) Modelo compacto.

Respuesta: Modelo compacto.

93. Seleccione el nombre correcto del ion (NO₃)⁻

- a) Nitrito.
- b) Nitrato.
- c) Nitroso.

Respuesta: Nitrato.

94. El amoníaco tiene la fórmula siguiente:

- a) NH_4^+
- b) NH
- c) NH_3

Respuesta: NH_3

95. La fórmula del fluoruro sódico es:

- a) NaF
- b) Na(FO)
- c) FNa

Respuesta: NaF

96. Si la fórmula molecular de la glucosa es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, selecciones la fórmula empírica de la misma molécula.

- a) C_2HO_2
- b) CH_2O
- c) CHO

Respuesta: CH_2O

97. El peso molecular de la glucosa es:

- a) 180 uma
- b) 18.0 uma
- c) 24 uma

Respuesta: 180 uma

98. La fórmula química del benceno es:

- a) CH_3
- b) C_6H_6
- c) C_6H_{12}

Respuesta: C_6H_6

99. La fórmula empírica del benceno es:

- a) CH
- b) C_6H_6
- c) C_6H_{12}

Respuesta: CH

100. La fórmula del yoduro cálcico es:

- a) I_2Ca
- b) ICa
- c) CaI_2

Respuesta: CaI_2

101. ¿Cuál de los siguientes es un ion monoatómico mono carga y anión?

- a) S^{2-}
- b) NO_3^-
- c) F^-

Respuesta: F^-

102. ¿Cuál de los siguientes es un ion poliatómico mono carga y catión?

- a) $(NH_4)^+$
- b) $(NO_3)^-$
- c) F^-

Respuesta: $(NH_4)^+$

103. El nombre del ion $(SO_4)^{2-}$ es:

- a) Bisulfito.
- b) Sulfuroso.
- c) Sulfato.

Respuesta: Sulfato.

104. Un mol equivale a:

- a) 6.02×10^{23}
- b) 6.02×10^{-23}
- c) 6.02×10^{34}

Respuesta: 6.02×10^{23}

105. 6.02×10^{23} átomos de C equivalen a:

- a) 24 g de C
- b) 12 g de C
- c) 1 g de C

Respuesta: 12 g de C

106. Media mol de huevos tiene:

- a) 3.01×10^{23} huevos.
- b) $3.01 \times 10^{11,5}$ huevos.
- c) $6.02 \times 10^{11,5}$ huevos.

Respuesta: 3.01×10^{23} huevos.

107. La masa de un átomo de hierro en gramos es:

- a) 56 g.
- b) 9.274×10^{-23} g
- c) 9.274×10^{23} g

Respuesta: 9.274×10^{-23} g

108. ¿Cuántos átomos de Fe están contenidos en 4.390 moles de átomos de Fe?

- a) 2.644×10^{24}
- b) 6.02×10^{23}
- c) 2.644×10^{-24}

Respuesta: 2.644×10^{24}

109. El peso molecular de un mol de moléculas de O₂ es:

- a) 16 g
- b) 48 g
- c) 32 g

Respuesta: 32 g

110. El peso de un mol de átomos de H es:

- a) 1 g
- b) 0.1 g
- c) 2 g

Respuesta: 1 g

111. ¿Cuál es la masa en gramos (g) de 10 mil millones de moléculas de SO₂?

- a) 64 gramos (g)
- b) 1.06×10^{-12} gramos (g)
- c) 0.64 gramos (g)

Respuesta: 1.06×10^{-12} gramos (g)

112. ¿Cuántas moles de O₂ hay en 40 gramos de este gas?

- a) 1 mol
- b) 2 moles
- c) 1.25 moles

Respuesta: 1.25 moles de O₂.

113. El peso en gramos (g) de un mol de moléculas de agua es:

- a) 18 gramos (g)
- b) 16 gramos (g)
- c) 2 gramos (g)

Respuesta: 18 gramos (g)

114. ¿Cuál es el número de átomos de H en 39.6 g de sulfato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- a) 4
- b) 1.44×10^{24}
- c) 1.44×10^{-44}

Respuesta: 1.44×10^{24}

115. ¿Cuál es el número de mili moles de ácido sulfúrico contenidos en 0.147 g de esta sustancia?

- a) 1.50
- b) 0.0150
- c) 0.00150

Respuesta: 1.50

116. ¿Cuántos miligramos (mg) de ácido sulfúrico hay en una mili mol de ácido sulfúrico?

- a) 0.098 miligramos (mg)
- b) 98 miligramos (mg)
- c) 9.8 miligramos (mg)

Respuesta: 98 miligramos (mg)

117. El ordenamiento de los elementos en la tabla periódica actual es en base a:

- a) Peso atómico.
- b) Estados de oxidación.
- c) Número atómico.

Respuesta: Número atómico.

118. Cuál es el gas noble que se sitúa en el cuarto periodo de la tabla periódica:

- a) Kriptón (Kr)
- b) Argón (Ar)
- c) Xenón (Xe)

Respuesta: Kriptón (Kr)

119. Un elemento del extremo izquierdo de la tabla periódica es:

- a) Metal
- b) No metal
- c) Metaloide.

Respuesta: Metal

120. Cuántas columnas “S” hay en la tabla periódica actual:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

121. Un elemento situado en el extremo superior derecho de la tabla periódica es:

- a) Metal
- b) No metal
- c) Metaloide.

Respuesta: No metal

122. A los elementos del grupo A se los denomina:

- a) De transición interna d.
- b) De transición interna f.
- c) De transición externa sp.

Respuesta: De transición externa sp.

123. Los elementos del grupo IA se los denomina:

- a) Nitrogenoides
- b) Metales alcalinos
- c) Metales alcalinos térreos

Respuesta: Metales alcalinos

124. Los gases nobles se encuentran ubicados en:

- a) El extremo izquierdo de la tabla periódica.
- b) El extremo derecho de la tabla periódica.
- c) El segundo grupo de la tabla periódica.

Respuesta: El extremo derecho de la tabla periódica.

125. Se los denomina calcógenos a los elementos del grupo:

- a) IA
- b) IIA
- c) VIA

Respuesta: VIA

126. Los elementos del grupo B se los denomina:

- a) De transición d.
- b) De transición f.
- c) De transición p.

Respuesta: De transición d.

127. Los elementos del grupo A tienen:

- a) 2 subgrupos.
- b) 3 subgrupos
- c) 8 subgrupos.

Respuesta: 8 subgrupos.

128. A los lantánidos y actínidos también se los denomina:

- a) De transición p
- b) De transición d
- c) De transición f.

Respuesta: De transición f.

129. Los elementos de transición f tienen:

- a) 8 subgrupos
- b) 14 subgrupos
- c) 10 subgrupos

Respuesta: 14 subgrupos

130. Los carbonoides corresponden al subgrupo:

- a) VA
- b) IVA
- c) VIIIA

Respuesta: IVA

131. El He se sitúa en el:

- a) Segundo período.
- b) Tercer período.
- c) Primer período.

Respuesta: Primer período.

132. La tabla periódica actual contiene:

- a) 9 períodos
- b) 7 períodos
- c) 18 períodos.

Respuesta: 7 períodos

133. Todos los períodos de la tabla periódica comienzan con elementos del subgrupo grupo:

- a) VIIIA
- b) IVA
- c) IA

Respuesta: IA

134. La tabla periódica tiene sus filas completas a partir del:

- a) Segundo período
- b) Tercer período
- c) Cuarto período

Respuesta: Cuarto período

135. En la tabla periódica actual la mayoría de los elementos son:

- a) No metales.
- b) Metales.
- c) Metaloides.

Respuesta: Metales.

136. Los no metales se ubican en la tabla periódica:

- a) En el extremo izquierdo.
- b) Arriba
- c) En el extremo derecho.

Respuesta: En el extremo derecho.

137. Los elementos que corresponden al grupo B tienen:

- a) 4 subgrupos.
- b) 5 subgrupos.
- c) 10 subgrupos.

Respuesta: 10 subgrupos.

138. Cuando un elemento químico adquiere estados de oxidación electropositivos, lo hace:

- a) Ganando electrones.
- b) Perdiendo electrones.
- c) Ganando protones.

Respuesta: Perdiendo electrones.

139. Los metales alcalinos tienen como estado de oxidación:

- a) 1+
- b) 2+
- c) 3+

Respuesta: 1+

140. La configuración electrónica para los elementos del grupo VA es:

- a) ns^2
- b) ns^2np^3
- c) ns^2np^5

Respuesta: ns^2np^3

141. El He tiene la configuración electrónica del último nivel:

- a) ns^2np^5
- b) ns^2np^3
- c) ns^2

Respuesta: ns^2

142. De los elementos conocidos y clasificados en la tabla actual los menos abundantes son los:

- a) Metales.
- b) Metaloides.
- c) No metales.

Respuesta: Metaloides.

143. El H es un:

- a) Metal
- b) No metal

c) Metaloide

Respuesta: No metal

144. El elemento In es un:

- a) Metal
- b) No metal
- c) Metaloide

Respuesta: Metal

145. Los elementos de transición “s” corresponden a los grupos:

- a) IIIA y IVA
- b) IIIA al VIIIA
- c) IA y IIA

Respuesta: IA y IIA

146. En los elementos desde el grupo IIIA hasta el VIIIA los últimos electrones ingresan a subniveles:

- a) s
- b) d
- c) p

Respuesta: p

147. En los elementos del grupo IA y IIA los últimos electrones ingresan a orbitales:

- a) s
- b) d
- c) p

Respuesta: s

148. En los lantánidos y actínidos los últimos electrones ingresan a orbitales:

- a) d
- b) f

c) p

Respuesta: f

149. En los gases nobles a partir del He en adelante, los últimos electrones ingresan a subniveles:

- a) s
- b) f
- c) p

Respuesta: p

150. El total de subgrupos sumando A y B es de:

- a) 8
- b) 18
- c) 10

Respuesta: 18

151. En el tercer período de la tabla periódica hay:

- a) 2 elementos.
- b) 6 elementos.
- c) 8 elementos.

Respuesta: 8 elementos.

152. ¿Cuál par de los siguientes elementos esperaría Ud., que exhibiera la mayor similitud en sus propiedades químicas y físicas?

- a) Ca, Mg
- b) B, He
- c) Mg, He

Respuesta: Ca, Mg

153. Los elementos exhiben propiedades físicas y químicas similares cuando se sitúan en:

- a) El mismo período
- b) Período distinto
- c) Mismo grupo

Respuesta: Mismo grupo

154. Los elementos exhiben estados de oxidación iguales cuando se sitúan en:

- a) Mismo período
- b) Misma fila
- c) Mismo grupo

Respuesta: Mismo grupo

155. El estado de oxidación más regular de los elementos del grupo VA es:

- a) 3-
- b) 5+
- c) 3+,5+

Respuesta: 3-

156. Los elementos del grupo VIA tienen:

- a) 2 electrones de valencia.
- b) 6 electrones de valencia.
- c) 4 electrones de valencia.

Respuesta: 6 electrones de valencia.

157. El único no metal líquido en condiciones normales de presión y temperatura es el:

- a) Hg
- b) Br
- c) Pt.

Respuesta: Br

158. Cuál de los siguientes es un ion poliatómico, poli carga y catión:

- a) $(\text{NH}_4)^+$
- b) $[\text{Al}(\text{OH})]^{2+}$
- c) Fe^{3+}

Respuesta: $[\text{Al}(\text{OH})]^{2+}$

159. Cuál es el nombre del elemento con $Z=118$ de la tabla periódica:

- a) Organezón.
- b) Protactinio
- c) Radón.

Respuesta: Organezón.

160. Los aluminoides tienen:

- a) 5 electrones de valencia
- b) 2 electrones de valencia
- c) 3 electrones de valencia.

Respuesta: 3 electrones de valencia.

161. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos:

- a) N_2O , SF_4
- b) SF_4
- c) Na_2O , CaCl_2

Respuesta: Na_2O , CaCl_2

162. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son moleculares?

- a) CBr_4 , P_4O_6
- b) FeS
- c) PbF_2

Respuesta: CBr_4 , P_4O_6

163. Determine la fórmula química formada por los iones Al^{3+} y Cl^- :

- a) Al_3Cl
- b) ClAl
- c) AlCl_3

Respuesta: AlCl_3

164. Escriba la fórmula química del compuesto formado por los iones Na^+ y PO_4^{3-} .

- a) NaPO_4
- b) $\text{Na}_3(\text{PO}_4)$
- c) PO_4Na

Respuesta: $\text{Na}_3(\text{PO}_4)$

165. ¿Cuál es la masa atómica del isótopo ^{69}Ga ?

- a) 68.9257 uma
- b) 70.8249 uma
- c) 69.72 uma

Respuesta: 68.9257 uma

166. ¿Qué representa la fracción de un isótopo en la masa atómica promedio?

- a) La cantidad de electrones
- b) La proporción de isótopos en la naturaleza
- c) La energía de enlace

Respuesta: La proporción de isótopos en la naturaleza

167. ¿Cuál es la fracción de ^{71}Ga si la fracción de ^{69}Ga es 0.600?

- a) 0.800
- b) 0.200
- c) 0.400

Respuesta: 0.400

168. ¿Cuál es la fórmula para calcular la energía de un fotón?

- a) $E = h\nu$
- b) $E = \frac{hc}{\lambda}$
- c) Ambas

Respuesta: Ambas

169. ¿Cuál es la masa atómica promedio del galio?

- a) 68.9257 uma
- b) 69.72 uma
- c) 70.9249 uma

Respuesta: 69.72 uma

170. ¿Qué es el principio de Aufbau?

- a) Un principio sobre la energía de los electrones.
- b) Un principio que describe la configuración electrónica de los átomos en función del incremento de los niveles de energía.
- c) Un principio sobre la masa atómica.

Respuesta: Un principio que describe la configuración electrónica de los átomos en función del incremento de los niveles de energía.

171. La energía de la luz UV se calcula con la siguiente fórmula:

- a) $E = mc^2$
- b) $E = hc/\lambda$
- c) $E = mgh$

Respuesta: $E = hc/\lambda$

172. ¿Qué es un fotón?

- a) Una partícula de luz
- b) Un enlace químico
- c) Un compuesto

Respuesta: Una partícula de luz

173. ¿Cuál es la fórmula para calcular la masa atómica promedio?

- a) Sumar todas las masas
- b) Promedio simple
- c) Promedio ponderado

Respuesta: Promedio ponderado

174. ¿Qué isótopo de cloro tiene 20 neutrones?

- a) ^{35}Cl
- b) ^{37}Cl
- c) ^{34}Cl

Respuesta: ^{37}Cl

175. ¿Cuál es la masa de un mol de átomos de carbono-12?

- a) 6.022 g
- b) 12 g
- c) 1 g

Respuesta: 12 g

176. ¿Qué isótopo de hidrógeno tiene un neutrón?

- a) Protio
- b) Tritio
- c) Deuterio

Respuesta: Deuterio

177. ¿Cuál es la relación entre la masa atómica y la masa en gramos de un mol?

- a) No hay relación
- b) Son iguales numéricamente
- c) La masa atómica es mayor

Respuesta: Son iguales numéricamente

178. ¿Qué elemento tiene el número atómico 29?

- a) Cobre
- b) Zinc
- c) Plata

Respuesta: Cobre

179. ¿Qué isótopo de xenón tiene una abundancia del 0.090%?

- a) ^{126}Xe
- b) ^{128}Xe
- c) ^{130}Xe

Respuesta: ^{126}Xe

180. ¿Qué instrumento se utiliza para determinar la masa atómica de los elementos?

- a) Espectrometría de masas
- b) Cromatografía
- c) Electroforesis

Respuesta: Espectrometría de masas

181. ¿Cuál es la masa atómica del elemento hierro?

- a) 54.94 uma
- b) 56.00 uma
- c) 55.85 uma

Respuesta: 55.85 uma

182. ¿Qué isótopo de hidrógeno tiene dos neutrones?

- a) Protio
- b) Deuterio
- c) Tritio

Respuesta: Tritio

183. Qué relación hay entre número másico “A” y el peso atómico de un elemento:

- a) El número másico es la suma de protones y neutrones del núcleo y el peso atómico es la media ponderada de los pesos atómicos de los elementos.
- b) El número másico y el peso atómico es lo mismo.
- c) El número másico es la media ponderada de los pesos de los isótopos y el peso atómico es la suma de protones y neutrones del núcleo.

Respuesta: El número másico es la suma de protones y neutrones del núcleo y el peso atómico es la media ponderada de los pesos atómicos de los elementos.

184. Cuando un elemento químico está en un estado basal, fundamental o no excitado, su carga eléctrica es:

- a) Cero
- b) Positiva
- c) Negativa

Respuesta: Cero

185. Cuál isótopo del elemento carbono se usa para dataciones radiológicas:

- a) ^{12}C
- b) ^{13}C
- c) ^{14}C

Respuesta: ^{14}C

186. La longitud de onda para las ondas electromagnéticas se relaciona con la energía de forma:

- a) Directamente proporcional.
- b) Inversamente proporcional.
- c) Con el cuadrado.

Respuesta: Inversamente proporcional.

187. Los rayos alfa “ α ” cuando interactúan con campos eléctricos, se desvían de su trayectoria:

- a) Si

- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

188. Los rayos Beta “ β ” están constituidos por:

- a) Protones en movimiento
- b) Neutrones en movimiento.
- c) Electrones en movimiento.

Respuesta: Electrones en movimiento.

189. Los rayos gama “ γ ” cuando interactúan con campos eléctricos se desvían de su trayectoria:

- a) Si
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: No

190. La aleación que resulta de unir dos metales distintos, es un compuesto químico:

- a) Si
- b) No.
- c) A veces.

Respuesta: No

191. Cuál par de elementos tiene propiedades físico químicas similares:

- a) O, F.
- b) O, S.
- c) O, N.

Respuesta: O, S.

192. Un elemento químico situado en el centro de la tabla periódicas es:

- a) Un metal.
- b) Un no metal.
- c) Un metaloide.

Respuesta: Un metal.

193. Los rayos gama tienen masa:

- a) Si.
- b) No.
- c) A veces.

Respuesta: No.

194. El mineral conocido como pechblenda es rico en:

- a) Hierro
- b) Uranio.
- c) Calcio.

Respuesta: Uranio.

195. El experimento de Ernest Rutherford se utilizó para:

- a) Comprobar la distribución de cargas en el átomo.
- b) Calcular el peso atómico del elemento.
- c) Calcular la masa de un electrón.

Respuesta: Comprobar la distribución de cargas en el átomo.

196. Cuando una partícula cargada positivamente pasa cerca del núcleo de un átomo, esta se:

- a) Desvía en su trayectoria.
- b) No se desvía en su trayectoria.
- c) Penetra en el núcleo del átomo.

Respuesta: Desvía en su trayectoria.

197. Cuando se combinan químicamente dos elementos muy alejados en la tabla periódica, su probable enlace químicos será:

- a) Iónico.
- b) Covalente.
- c) Metálico.

Respuesta: Iónico.

198. Cuántos gases nobles naturales hay en la tabla periódica moderna:

- a) 10
- b) 8
- c) 6

Respuesta: 6

199. Prediga la carga más estable del elemento flúor:

- a) 1-
- b) 1+
- c) 7+

Respuesta: 1-

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Número de moles	$n = m / M$	mol
Masa a partir de moles	$m = n \times M$	g
Masa de un átomo	$m_{at} = M / N_A$	g
Carga neta	$q = p^+ - e^-$	C, unidades de carga
Masa atómica promedio	$\Sigma(\text{isótopo} \times \text{abundancia})$	uma
Conversión a K	$K = ^\circ C + 273.15$	K
Número de partículas	$N = n \times N_A$	átomos, iones, moléculas
Fórmula de compuesto iónico	Balance de cargas	-
Temperatura en $^\circ F$	$^\circ F = (^\circ C \times 9/5) + 32$	$^\circ F$
Número de neutrones	$N = A - Z$	unidades

200. Problema: El isótopo $^{40}_{20}\text{Ca}$ tiene número atómico $Z = 20$ y número másico $A = 40$. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene?

Respuesta: 20 protones, 20 neutrones, 20 electrones.

Solución:

Protones (Z) = 20

Neutrones ($A - Z$) = $40 - 20 = 20$

Electrones (átomo neutro) = 20

201. Problema: El cloro tiene dos isótopos: ^{35}Cl (75%) y ^{37}Cl (25%). Calcula su masa atómica promedio.

Respuesta: 35.5 uma.

Solución:

$35 \times 0.75 = 26.25$

$37 \times 0.25 = 9.25$

Suma = $26.25 + 9.25 = 35.5$ uma

202. Problema: ¿Cuál es la carga neta de N^{3-} con 10 electrones?

Respuesta: 3-.

Solución:

Protones = 7 (Z)

Electrones = 10

Carga = 7 - 10 = -3

203. Problema: ¿Cuántos moles hay en 58.5 g de NaCl? (M = 58.5 g/mol).

Respuesta: 1 mol.

Solución:

$$n = m / M = 58.5 / 58.5 = 1 \text{ mol}$$

204. Problema: ¿Cuántos átomos hay en 3 mol de oxígeno atómico?

Respuesta: 1.81×10^{24} átomos.

Solución:

$$N = 3 \text{ mol} \times 6.022 \times 10^{23} = 1.8066 \times 10^{24}$$

205. Problema: Determina la fórmula del compuesto entre Mg^{2+} y Cl^- .

Respuesta: MgCl_2 .

Solución:

Mg: +2, Cl: -1 $\rightarrow$ 1 Mg y 2 Cl

Fórmula = MgCl_2

206. Problema: ¿Cuál es la masa de 0.25 mol de CO_2 ? (M = 44 g/mol).

Respuesta: 11 g.

Solución:

$$m = n \times M = 0.25 \times 44 = 11 \text{ g}$$

207. Problema: Convierte 100°C a Kelvin.

Respuesta: 373.15 K.

Solución:

$$K = ^\circ\text{C} + 273.15 = 100 + 273.15 = 373.15 \text{ K}$$

208. Problema: ¿Cuál es la masa de un átomo de sodio (M = 22.99 g/mol)?

Respuesta: 3.82×10^{-23} g.

Solución:

$$m_{\text{átomo}} = 22.99 \div 6.022 \times 10^{23} = 3.817 \times 10^{-23} \text{ g}$$

209. Problema: ¿Cuántos electrones tiene un ion P^{3-} ?

Respuesta: 18 electrones.

Solución:

Protones = 15 (Z)

Como ganó 3 $e^- \rightarrow 15 + 3 = 18$

210. Problema: Calcula la energía de un fotón de luz UV con $\lambda = 250 \text{ nm}$. Usa $E = hc/\lambda$, $h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$.

Respuesta: $7.95 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Solución:

$$\lambda = 250 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$$E = (6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8) / (250 \times 10^{-9})$$

$$E \approx 7.95 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Capítulo III. Notación y Nomenclatura Química Inorgánica

La notación y nomenclatura química inorgánica constituyen pilares fundamentales en el estudio de la química, ya que permiten expresar, interpretar y comunicar de manera precisa las características y transformaciones de las sustancias. A través de la notación química, los elementos y compuestos son representados mediante símbolos y fórmulas que resumen información esencial como la composición, la proporción de los átomos y la estructura de las moléculas. Por su parte, la nomenclatura establece las reglas para nombrar correctamente dichas especies químicas, garantizando uniformidad y claridad a nivel internacional.

Este capítulo aborda de forma detallada los principios básicos de notación y nomenclatura, incluyendo la clasificación de los elementos químicos, los compuestos inorgánicos, los haluros, los halogenuros y los compuestos oxigenados. Se analizan también los sistemas de nombres empleados para reflejar estados de oxidación, prefijos numéricos y características particulares de las sustancias. Comprender estas reglas permite al estudiante desarrollar habilidades para identificar, formular y nombrar correctamente cualquier especie química inorgánica.

La relevancia de este tema trasciende el ámbito académico, ya que tiene aplicaciones prácticas en industrias como la farmacéutica, la alimentaria, la minería, la agricultura, la medicina y la investigación científica. Un error en la interpretación de una fórmula o en el nombre de una sustancia puede tener consecuencias significativas, desde problemas de seguridad hasta fallos en procesos de síntesis o análisis. Por ello, dominar la notación y nomenclatura química es clave para garantizar precisión, seguridad y eficiencia en cualquier actividad relacionada con la química.

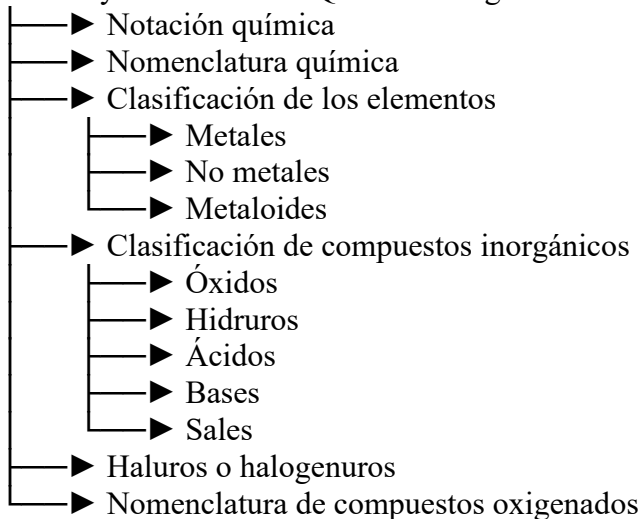
A lo largo de este capítulo se desarrollarán contenidos teóricos acompañados de ejemplos, ejercicios y preguntas de autoevaluación, orientados a consolidar el aprendizaje y favorecer el pensamiento crítico. Al finalizar, el lector estará en capacidad de aplicar las reglas de notación y nomenclatura para interpretar y comunicar con propiedad las características de compuestos inorgánicos, contribuyendo así a su formación académica y profesional.

Objetivos del capítulo

- Comprender los principios básicos de notación y nomenclatura química inorgánica.
- Identificar símbolos de elementos y estados de oxidación en compuestos.
- Aplicar correctamente las reglas de nomenclatura en compuestos inorgánicos.
- Reconocer y clasificar los diferentes tipos de compuestos inorgánicos.
- Desarrollar habilidades para escribir fórmulas y nombres químicos.
- Valorar la importancia de la nomenclatura para la comunicación científica precisa.

Esquema conceptual

Notación y Nomenclatura Química Inorgánica



Preguntas de reflexión inicial

- ¿Por qué es importante tener reglas estandarizadas para nombrar compuestos químicos?
- ¿Cómo facilita la nomenclatura química la comunicación entre científicos?
- ¿Qué errores podrían ocurrir en la práctica profesional si no se usa una nomenclatura correcta?

Conexión con la vida real o profesional

La notación y nomenclatura química son herramientas indispensables en campos como la medicina, la ingeniería química, la farmacología y la industria de alimentos. Permiten identificar compuestos, interpretar etiquetas, preparar soluciones y garantizar la seguridad en procesos industriales. Una nomenclatura incorrecta puede llevar a errores en la fabricación, diagnóstico, tratamientos médicos o experimentos científicos, poniendo en riesgo la salud, la calidad y los resultados esperados.

Glosario de términos clave

Notación química: Forma de escribir los símbolos y fórmulas químicas para representar elementos y compuestos.

Nomenclatura química: Conjunto de reglas para nombrar correctamente sustancias químicas.

Estado de oxidación: Número que indica la carga efectiva de un átomo en un compuesto.

Halógeno: Elemento del grupo VIIA de la tabla periódica, altamente reactivo.

Anhídrido: Óxido ácido formado por un no metal y oxígeno.

Haluros: Compuestos formados por la combinación de un metal con un halógeno.

Referencias

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. (2020). Química: La ciencia central (14.^a ed.). Pearson Educación.

Chang, R., & Goldsby, K. (2021). Química (13.^a ed.). McGraw-Hill Education.

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2020). Química (10.^a ed.). Cengage Learning.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Señale el símbolo del elemento que lleve el nombre de su descubridor.

- a) Fe
- b) Na
- c) Fm

Respuesta: Fm

2. Señale el símbolo de un elemento que lleve el nombre de un planeta.

- a) Hg
- b) Cf
- c) Au

Respuesta: Ninguna de las anteriores

3. Seleccione el símbolo de un elemento que lleve el nombre de un país.

- a) Eu
- b) Ge
- c) Ag

Respuesta: Eu

4. Ponga 5 elementos cuyo símbolo este constituido por una sola letra.

La respuesta es: H, K, N, O, P, S, C

5. Ponga 5 elementos cuyo símbolo empiece con la misma letra:

La respuesta es: Au, Ag, Ar, As, Al.

6. ¿El subíndice de una fórmula es un número entero que se escribe qué parte del símbolo del elemento?

- a) Superior derecha
- b) Inferior derecha
- c) Inferior izquierda.

Respuesta: Inferior derecha

7. ¿El coeficiente es un número entero que se escribe en que parte de la fórmula química?

- a) Superior derecha de la fórmula.
- b) Inferior derecha de la fórmula.
- c) Anterior a la fórmula.

Respuesta: Anterior a la fórmula.

8.Cuál es el símbolo del elemento químico cuyo nombre es en homenaje al planeta tierra:

- a) Telurio (Te)
- b) Selenio (Se)
- c) Titanio (Ti)

Respuesta: Telurio (Te)

9. Seleccione un símbolo de un elemento formado por dos consonantes.

- a) Arsénico (As)
- b) Protactinio (Pa)
- c) Plomo (Pb)

Respuesta: Plomo (Pb)

10. La notación establece el:

- a) Origen de los nombres de los elementos químicos.
- b) Orden de los nombres de los elementos químicos.
- c) Estado de oxidación.

Respuesta: Origen de los nombres de los elementos químicos.

11. La nomenclatura corresponde a la forma de:

- a) Escribir los elementos.
- b) Escribir los estados de oxidación.
- c) Nombrar a los elementos y compuestos.

Respuesta: Nombrar a los elementos y compuestos.

12. El estado de oxidación de un elemento contiene:

- a) Solo la valencia.
- b) Solo el signo.
- c) La valencia más el signo.

Respuesta: La valencia más el signo.

13. Los aniones son elementos o grupos de elementos con:

- a) Déficit de electrones respecto a los protones.
- b) Exceso de electrones respecto a protones.
- c) Igual protones que electrones.

Respuesta: Exceso de electrones respecto a protones.

14. Los cationes tienen carga eléctrica:

- a) Positiva
- b) Negativa
- c) 0

Respuesta: Positiva

15. Los cationes tienen:

- d) Más electrones que protones.
- e) Más protones que electrones.
- f) Igual protones que electrones.

Respuesta: Más protones que electrones.

16. Los aniones se forman, cuando el elemento:

- a) Pierde electrones.
- b) Pierde protones.
- c) Gana electrones.

Respuesta: Gana electrones.

17. Los cationes se forman, cuando el elemento:

- a) Pierde electrones.
- b) Pierde protones.
- c) Pierde neutrones.

Respuesta: Pierde electrones.

18. Los metales de las columnas IA, IIA y IIIA _____ electrones con facilidad.

- a) Ganan
- b) Donan
- c) Adquieren

Respuesta: Donan

19. El estado de oxidación de un elemento puede ser cero:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

20. En los compuestos salinos, el sufijo oso cambia por:

- a) Ito
- b) Ato
- c) Per

Respuesta: Ito

21. A cuál de los siguientes científicos se lo debe el desarrollo original de la tabla periódica:

- a) Mendeleyev
- b) Meyer
- c) Mendeleev y Meyer

Respuesta: Mendeleev y Meyer

22. Según la tabla periódica actual, los metales se ubican en el lado:

- a) Derecho
- b) Izquierdo
- c) Indiferente

Respuesta: Izquierdo

23. Cuál de los siguientes elementos se sitúa en el extremo superior derecho de la tabla periódica:

- a) He
- b) Oganésón
- c) H

Respuesta: He

24. Cuántos períodos contiene la tabla periódica actual:

- a) 7
- b) 5
- c) 10

Respuesta: 7

25. Cuál es el otro nombre del elemento Wolframio:

- a) Darwancio
- b) Tecnecio
- c) Tungsteno

Respuesta: Tungsteno

26. Los elementos del grupo VIA aceptan con facilidad:

- a) $1 e^-$
- b) $6 e^-$
- c) $2 e^-$

Respuesta: $2 e^-$

27. En los compuestos salinos, el sufijo ico cambia por:

- a) Ito
- b) Ato
- c) Hipo

Respuesta: Ato

28. Cuando el estado de oxidación de un elemento es electronegativo, el sufijo es:

- a) Oso
- b) Ico
- c) Uro

Respuesta: Uro

29. Los estados de oxidación de los elementos del grupo VIIA en los anhídridos son los siguientes:

- a) $3+$, $5+$
- b) $5+$, $7+$
- c) $1+$, $3+$, $5+$, $7+$

Respuesta: $1+$, $3+$, $5+$, $7+$

30. Cuántas columnas A contiene la tabla periódica actual:

- a) 2
- b) 6
- c) 8

Respuesta: 8

31. Los estados de oxidación de los anfígenos en los anhídridos son:

- a) 2-
- b) 2+
- c) 2⁺, 4⁺, 6⁺

Respuesta: 2⁺, 4⁺, 6⁺

32. El primer gas noble de la tabla periódica es el Helio, en homenaje a:

- a) La tierra.
- b) El sol
- c) Las estrellas

Respuesta: El sol

33. El elemento químico selenio es en homenaje a:

- a) El sol
- b) La luna
- c) Las estrellas

Respuesta: La luna

34. Cuántas columnas B contiene la tabla periódica actualizada:

- a) 8
- b) 10
- c) 14

Respuesta: 10

35. En los elementos de las columnas IA y IIA, los electrones de valencia ingresan a orbitales atómicos:

- a) s
- b) p
- c) d

Respuesta: s

36. Los elementos químicos de qué grupo tienen el mayor número de estados de oxidación:

- a) VA
- b) VIA
- c) VIIA

Respuesta: VIIA

37. Cuántas columnas de lantánidos y actínidos ha en la tabla periódica actualizada:

- a) 8
- b) 10
- c) 14

Respuesta: 14

38. A los elementos químicos de qué columna se les denomina boroides:

- a) IIIA
- b) VA
- c) VIA

Respuesta: IIIA

39. Se denomina halógenos a los elementos del grupo:

- a) IIIA
- b) VA
- c) VIIA

Respuesta: VIIA

40. Los carbonoides tienen estados de oxidación que corresponden a:

- a) 0, 4+
- b) 0, 4-
- c) 0, 4+, 4-

Respuesta: 0, 4+, 4-

41. La mayoría de los metales con estado de oxidación fijo se sitúan en los grupos:

- a) A
- b) B
- c) Lantánidos y actínidos

Respuesta: A

42. Cuando los elementos del grupo VA tienen estados de oxidación 3- se antepone el sufijo:

- a) oso
- b) ico
- c) uro

Respuesta: uro

43. Los elementos del grupo VIIIA tienen estados de oxidación:

- a) 1-
- b) 2-
- c) 0

Respuesta: 0

44. Los elementos Ir, Os, Pd tienen estados de oxidación:

- a) 2+
- b) 3+
- c) 4+

Respuesta: 4+

45. Los elementos Mo, W, U tienen estados de oxidación:

- a) 5+
- b) 6-
- c) 6+

Respuesta: 6+

46. Los elementos Cu y Hg tienen estados de oxidación:

- a) 1+, 3+
- b) 1+, 2+
- c) 2+, 3+

Respuesta: 1+, 2+

47. Los metales Au y Tl tienen los siguientes estados de oxidación electropositivos:

- a) 3+
- b) 1+, 2+
- c) 1+, 3+

Respuesta: 1+, 3+

48. Los elementos Co, Cr, Fe, Mn, Ni tienen los siguientes estados de oxidación electropositivos:

- a) 1+, 3+
- b) 2+, 3+
- c) 2+, 4+

Respuesta: 2+, 3+

49. Los elementos Pb, Sn y Pt tienen los siguientes estados de oxidación electropositivos:

- a) 1+, 3+
- b) 2+, 4+
- c) 2+, 3+

Respuesta: 2+, 4+

50. Los metales Nb, Ta y V tienen los siguientes estados de oxidación electropositivos:

- a) 3+, 5+
- b) 2+, 3+
- c) 2+, 4+

Respuesta: 3+, 5+

51. Los compuestos binarios tienen:

- a) Dos elementos distintos por molécula.
- b) Tres elementos distintos por molécula.
- c) Cuatro elementos distintos por molécula.

Respuesta: Dos elementos distintos por molécula.

52. Cuántos elementos químicos en estado elemental son biatómicos:

- a) 3
- b) 5
- c) 7

Respuesta: 7

53. Los ácidos hidrácidos se forman por la combinación química entre:

- a) $H + \text{no metal VIA}^{2-}$
- b) $H + \text{no metal VA}^{3-}$
- c) $H + \text{no metal VIA}^{2-}, \text{VIIA}^{1-}$

Respuesta: $H + \text{no metal VIA}^{2-}, \text{VIIA}^{1-}$

54. En el estómago humano tenemos ácido:

- a) Sulfúrico
- b) Clórico.
- c) Clorhídrico.

Respuesta: Clorhídrico.

55. En el ácido bromhídrico, el estado de oxidación del elemento Br es:

- a) 1-
- b) 3-
- c) 1+

Respuesta: 1-

56. En qué compuestos químicos el elemento químico H tiene estado de oxidación electronegativo:

- a) Ácidos Oxácidos
- b) Ácidos Hidrácidos
- c) Hidruros metálicos

Respuesta: Hidruros metálicos

57. El gas de los huevos podridos corresponde al ácido:

- a) Sulfúrico.
- b) Sulfhídrico.
- c) Sulfuroso

Respuesta: Sulfhídrico.

58. Cuántos átomos del elemento químico telurio hay en cada molécula de telurio estannico:

- a) 2
- b) 4
- c) 3

Respuesta: 2

59. El prefijo hepta indica que cuántos átomos de determinado elemento existen por cada molécula:

- a) 5
- b) 6
- c) 7

Respuesta: 7

60. Cuántos ácidos hidrácidos se puede elaborar con los elementos químicos de las Columnas VIA y VIIA:

- a) 4
- b) 3
- c) 7

Respuesta: 7

61. En la molécula de selen hidrato de calcio, cuántos radicales selen hidratos existen:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

62. Cuántos radicales básicos se puede obtener a partir de la disociación del hidróxido crómico:

- a) 3
- b) 2
- c) 1

Respuesta: 2

63. En el ácido selenhídrico el estado de oxidación del H es:

- a) 1-
- b) 0
- c) 1+

Respuesta: 1+

64. Los compuestos especiales son haluros binarios, hidrogenados que resultan de combinar un elemento de las columnas _____ con el H.

- a) IA, IIA
- b) IVA, VA
- c) VIA, VIIA

Respuesta: IVA, VA

65. En l compuesto químico yoduro tantálico, el estado de oxidación del elemento tántalo es:

- a) 3+

- b) 5+
- c) 6+

Respuesta: 5+

66. Cuántos átomos de Cloro hay en cada molécula de tetracloruro de carbono:

- a) 3
- b) 4
- c) 5

Respuesta: 4

67. Cuántos átomos del elemento químico carbono hay en una molécula de ácido acético:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

68. En el fosforo férrico, el estado de oxidación del elemento fósforo es:

- a) 3+
- b) 5+
- c) 3-

Respuesta: 3-

69.Cuál es el estado de oxidación del elemento químico carbono en el radical cianuro (CN)⁻:

- a) 4+
- b) 2+
- c) 0

Respuesta: 2+

70. El NH_3 corresponde a la fórmula de:

- a) Nitrito.
- b) Amonio.
- c) Amoníaco.

Respuesta: Amoníaco.

71. En el compuesto químico denominado yoduro nítrico, el estado de oxidación del elemento yodo es:

- a) 1-
- b) 1+
- c) 0

Respuesta: 1-

72.Cuál es el estado físico del compuesto químico amoníaco a temperatura ambiente:

- a) Gas
- b) Líquido
- c) Sólido

Respuesta: Gas

73. A la fosfamina se la denomina también:

- a) Fosfuro de hidrógeno.
- b) Fosfato de hidrógeno.
- c) Fosfito de hidrógeno.

Respuesta: Fosfuro de hidrógeno.

74. Los compuestos no salinos se forman combinando dos no metales o un metal con un no metal de las columnas:

- a) IA, IIA
- b) IVA o VA
- c) VIA

Respuesta: IVA o VA

75. El compuesto químico AlN se denomina:

- a) Nitrito de aluminio.
- b) Nitrato de aluminio.
- c) Nitruro de aluminio

Respuesta: Nitruro de aluminio

76.Cuál es el estado de oxidación del N en el nitruro de aluminio:

- a) 0
- b) 3-
- c) 3+

Respuesta: 3-

77. En el carburo de calcio (CaC₂) el estado de oxidación del C es:

- a) 1-
- b) 2-
- c) 4-

Respuesta: 1-

78. Los hidruros metálicos son compuestos en los que el H funciona con estado de oxidación:

- a) 1+
- b) 0
- c) 1-

Respuesta: 1-

79. La fórmula del hidruro de aluminio es:

- a) H₃Al
- b) Al₃H
- c) AlH₃

Respuesta: AlH₃

80. En el hidruro crómico el estado de oxidación del elemento Cr es:

- a) 2-
- b) 2+
- c) 3+

Respuesta: 3+

81. Las sales halógenas son el resultado de la combinación de un metal con un no metal de los grupos:

- a) VIA y VIIA
- b) VIA
- c) VII

Respuesta: VIA y VIIA

82. Se denomina sal de mesa al siguiente compuesto:

- a) Cloruro de calcio.
- b) Cloruro de potasio.
- c) Cloruro de sodio.

Respuesta: Cloruro de sodio.

83. En el sulfuro de bismuto el estado de oxidación del S es:

- a) 2+
- b) 2-
- c) 3+

Respuesta: 2-

84. En el compuesto CaF_2 , el estado de oxidación del F es:

- a) 1+
- b) 2+
- c) 1-

Respuesta: 1-

85. En el sulfuro férrico el estado de oxidación del Fe es:

- a) 2+
- b) 3+
- c) 0

Respuesta: 3+

86. La fórmula del bromuro férrico es:

- a) FeBr_2
- b) FeBr
- c) FeBr_3

Respuesta: FeBr_3

87. Las sales halógenas dobles son compuestos:

- a) Binarios.
- b) Ternarios.
- c) Cuaternarios.

Respuesta: Ternarios.

88. Las sales halógenas dobles resultan de la combinación directa de dos _____ con un no metal de los grupos VIA o VIIA.

- a) No metales.
- b) Metaloides.
- c) Metales.

Respuesta: Metales.

89. ¿Cuál es la fórmula correcta del sulfuro doble de calcio y sodio?

- a) NaCaS_2
- b) NaCa_2S
- c) Na_2CaS_2

Respuesta: Na_2CaS_2

90. Se denomina oro de tontitos u oro de bobitos a:

- a) Pirita
- b) Marcasita
- c) Zeolita

Respuesta: Pirita

91. El estado de oxidación del S en los sulfuros es:

- a) 0
- b) 2-
- c) 2+

Respuesta: 2-

92. En el seleniuro de hierro II y cromo III, el selenio tiene estado de oxidación:

- a) 2+
- b) 2-
- c) 0

Respuesta: 2-

93. Las sales halógenas mixtas son compuestos:

- a) Binarios
- b) Ternarios
- c) Cuaternarios

Respuesta: Ternarios

94. Las sales halógenas mixtas son compuestos:

- a) Hidrogenados.
- b) Oxigenados
- c) No hidrogenados.

Respuesta: No hidrogenados.

95. Las sales halógenas mixtas resultan de combinar un _____ con estado de oxidación positivo con dos haluros del VIA o VIIA.

- a) Metal.
- b) No metal.
- c) Metaloide.

Respuesta: Metal.

96. ¿Cuál es la fórmula correcta del cloruro sulfuro de magnesio?

- g) Mg_2SCl_2
- h) MgSCl_2
- i) $\text{Cl}_2\text{Mg}_2\text{S}$

Respuesta: Mg_2SCl_2

97. En el compuesto químicos bromuro telururo de cromo III, el estado de oxidación del Te es:

- a) 0
- b) $2+$
- c) $2-$

Respuesta: $2-$

98. ¿Cuál es la fórmula correcta del fluoruro cloruro férrico?

- a) FeClF
- b) FeClF_3
- c) FeClF_2

Respuesta: FeClF_2

99. Las sales halógenas ácidas son compuestos:

- a) Binario
- b) Cuaternario
- c) Ternarios

Respuesta: Ternarios

100. Las sales halógenas ácidas resultan de la combinación de un _____ con un radical ácido de los elementos del VIA.

- a) No metal.
- b) Metal.
- c) Metaloide

Respuesta: Metal.

101. Los únicos elementos que pueden formar radicales ácidos halogénicos son aquellos del grupo:

- a) VIA
- b) VA
- c) IVA

Respuesta: VIA

102. En las sales halógenas ácidas se escribe primero:

- a) El anión o radical ácido.
- b) El H.
- c) El metal.

Respuesta: El metal.

103. Para nombrar a las sales halógenas ácidas se usa como sufijo la terminación:

- a) Meta
- b) Piro
- c) Hidrato

Respuesta: Hidrato

104. Seleccione la fórmula correcta del bisulfuro de aluminio.

- a) Al(HS)
- b) Al(HS)_3
- c) $\text{Al}_3(\text{HS})$

Respuesta: Al(HS)_3

105. El estado de oxidación del H en los radicales ácidos halogénicos es:

- a) 1+
- b) 1-
- c) 2-

Respuesta: 1+

106. En el sulfuro ácido de Pb II, el estado de oxidación del S es:

- a) 2+
- b) 4+
- c) 2-

Respuesta: 2-

107. Las sales halógenas básicas son compuestos:

- j) Binarios
- k) Ternarios
- l) Cuaternarios

Respuesta: Cuaternarios

108. Los radicales básicos tienen un estado de oxidación:

- a) -
- b) +
- c) 0

Respuesta: +

109. Las sales halógenas básicas resultan de la combinación de un radical básico con un haluro de los grupos:

- a) VIA y VIIA
- b) VIA
- c) VIIA

Respuesta: VIA y VIIA

110. ¿Los elementos del grupo IA pueden formar radicales básicos?

- a) A veces
- b) Si
- c) No

Respuesta: No

111. En la fórmula siguiente $[\text{Al}(\text{OH})_2]^+$, el nombre correcto es:

- a) Hidróxido de aluminio.
- b) Hidruro de aluminio
- c) Radical dibásico de aluminio.

Respuesta: Radical dibásico de aluminio.

112. El hidróxido de U puede formar _____ radicales básicos.

- a) 5
- b) 4
- c) 6

Respuesta: 5

113. En las sales halógenas básicas se escribe primero:

- a) El anión.
- b) El radical ácido
- c) El radical básico.

Respuesta: El radical básico.

114. Los radicales monobásicos se nombran usando el prefijo:

- a) Sub
- b) Tío
- c) Piro

Respuesta: Sub

115. La leche de magnesia es un producto a base de _____ que se usa como antiácido.

- a) Hidróxido de aluminio.
- b) Hidróxido de sodio.
- c) Hidróxido de magnesio.

Respuesta: Hidróxido de magnesio.

116. El nombre correcto del radical $(\text{H}_3\text{O})^+$ es:

- a) Hidroxilo
- b) Hidronio
- c) Hidróxido.

Respuesta: Hidronio

117. En el sub bromuro férrico, el número de $(\text{OH})^-$ restantes es:

- a) 2
- b) 3
- c) 1

Respuesta: 1

118. Que metal está presente en la pirita:

- a) Hierro (Fe)
- b) Oro (Au)
- c) Plomo (Pb)

Respuesta: Hierro (Fe)

119. Al sulfuro férrico también se lo conoce como:

- a) Pirita
- b) Marcasita
- c) Magnetita

Respuesta: Pirita

120. ¿A cuál de los siguientes compuestos se lo denomina el gas de las alcantarillas?

- a) CH_4
- b) Ne
- c) H_2S

Respuesta: H_2S

121. Los óxidos básicos son compuestos _____ oxigenados que resultan de la combinación de un metal con oxígeno.

- a) Ternarios
- b) Binarios
- c) Cuaternarios

Respuesta: Binarios

122. La fórmula correcta del óxido de potasio es:

- a) K_2O_2
- b) KO_2
- c) K_2O

Respuesta: K_2O

123. En el óxido de aluminio el estado de oxidación del oxígeno es:

- a) 2-
- b) 2+
- c) 0

Respuesta: 2-

124. Los óxidos _____ cuando reaccionan con agua forman hidróxidos o bases.

- a) No metálicos
- b) Neutros
- c) metálicos

Respuesta: metálicos

125. Cuál de los siguientes elementos no metálicos es líquido a la temperatura ambiente:

- a) Azufre (S)
- b) Fósforo (P)
- c) Bromo (Br)

Respuesta: Bromo (Br))

126. La fórmula correcta del óxido crómico es:

- a) CrO
- b) Cr₂O₃
- c) Cr₃O₂

Respuesta: Cr₂O₃

127. Al compuesto químico H₂O₂, se le denomina:

- a) Agua dura
- b) Agua blanda
- c) Agua oxigenada

Respuesta: Agua oxigenada

128. A los anhídridos se los denomina también óxidos:

- a) Neutros
- b) Ácidos
- c) Básicos

Respuesta: Ácidos

129. En los anhídridos, el estado de oxidación de los no metales es:

- a) Positivo
- b) Negativo
- c) 0

Respuesta: Positivo

130. Cuando un elemento del VIIA funciona con estado de oxidación 5+ en los anhídridos, el sufijo es:

- a) oso
- b) ito
- c) ico

Respuesta: ico

131. Cuando un elemento tiene un solo estado de oxidación el sufijo para nombrar a los anhídridos es:

- a) oso
- b) ico
- c) ato

Respuesta: ico

132. En el anhídrido sulfúrico el estado de oxidación del S es:

- a) 0
- b) 4+
- c) 6+

Respuesta: 6+

133. En el anhídrido per brómico, el estado de oxidación del O es:

- a) 2-
- b) 3+
- c) 7+

Respuesta: 2-

134. ¿Cuál de los siguientes elementos es un anfótero?

- a) Aluminio (Al)
- b) Hierro (Fe)
- c) Oro (Au)

Respuesta: Aluminio (Al)

135. En el anhídrido clórico el estado de oxidación del Cl es:

- a) 3+
- b) 5+
- c) 7+

Respuesta: 5+

136. En el compuesto químico monóxido de carbono, el elemento C trabaja con estado de oxidación:

- a) 2-
- b) 4+
- c) 2+

Respuesta: 2+

137. En el CO₂, el estado de oxidación del elemento C es:

- a) 2+
- b) 4-
- c) 4+

Respuesta: 4+

138. Los óxidos neutros son compuestos binarios oxigenados que _____ forman ácidos oxácidos.

- a) No
- b) Si
- c) A vece

Respuesta: No

139. Cuántos gases nobles de origen natural hay en la tabla periódica:

- a) 7
- b) 6
- c) 5

Respuesta: 6

140. El tercer período de la tabla periódica empieza con el elemento químico:

- a) Sodio (Na)
- b) Litio (Li)
- c) Potasio (K)

Respuesta: Sodio (Na)

141. El monóxido de C es un gas:

- a) No tóxico
- b) Tóxico
- c) Noble

Respuesta: Tóxico

142. Los óxidos salinos son compuestos binarios que resultan de la suma de dos óxidos de _____ con distintos estados de oxidación.

- a) Metales distintos
- b) No metales
- c) Metales del mismo tipo

Respuesta: Metales del mismo tipo

143. El mineral conocido como cinabrio contiene el elemento:

- a) Calcio (Ca)
- b) Hierro (Fe)
- c) Mercurio (Hg)

Respuesta: Mercurio (Hg)

144. La fórmula del óxido ferroso férrico es:

- a) FeO_2
- b) Fe_2O
- c) Fe_3O_4

Respuesta: Fe_3O_4

145. Los metales que forman óxidos mixtos son aquellos que tienen estado de oxidación.

- a) $1+$, $2+$
- b) $2+$, $4+$
- c) $(2+, 3+)$ y $(2+, 4+)$

Respuesta: $(2+, 3+)$ y $(2+, 4+)$

146. Los peróxidos son compuestos:

- a) Binarios.
- b) Ternarios
- c) Cuaternarios

Respuesta: Binarios.

147. El grupo peroxo $(O_2)^{1-}$ para la formación de los peróxidos reacciona con un metal con estado de oxidación.

- a) $1+$
- b) $2+$
- c) $1+$, $2+$

Respuesta: $1+$, $2+$

148. La fórmula del agua oxigenada es:

- a) O_2H_2
- b) OH
- c) H_2O_2

Respuesta: H_2O_2

149. En los ácidos oxácidos el estado de oxidación del H es:

- a) $1+$
- b) $1-$
- c) 0

Respuesta: $1+$

150. En la fórmula de los ácidos oxácidos el no metal se sitúa:

- a) Primero
- b) En el centro.
- c) Último.

Respuesta: En el centro.

151. El estado de oxidación de los no metales que forman ácidos oxácidos es:

- a) Negativo
- b) 0
- c) Positivo

Respuesta: Positivo

152. Los elementos del grupo VIIA pueden formar ácidos oxácidos:

- a) Monopróticos.
- b) Dipróticos
- c) Tripróticos

Respuesta: Monopróticos.

153. El S cuando forma ácido sulfuroso, su estado de oxidación es:

- a) 2+
- b) 6+
- c) 4+

Respuesta: 4+

154. El ácido dicrómico o conocido como dicromato de hidrógeno, es:

- a) Monoprótico.
- b) Diprótico
- c) Triprótico

Respuesta: Diprótico

155. El ácido orto fosfórico es un ácido:

- a) Monoprótico
- b) Diprótico
- c) Triprótico

Respuesta: Triprótico

156. Nombre correcto del siguiente compuesto químico $[U(H_2PO_4)_6]$:

- a) Fosfato de uranio
- b) Fosfato ácido de uranio
- c) Ortofosfato diácido de uranio.

Respuesta: Ortofosfato diácido de uranio.

157. En el ácido perclórico, el estado de oxidación del Cl es:

- a) 3+
- b) 5+
- c) 7+

Respuesta: 7+

158. Los piros ácidos resultan de la combinación química del óxido metálico más:

- a) 1 molécula de agua
- b) 2 moléculas de agua
- c) 3 moléculas de agua

Respuesta: 2 moléculas de agua

159. En el ácido férrico (H_2FeO_4), el estado de oxidación del Fe es:

- a) 2+
- b) 4+
- c) 6+

Respuesta: 6+

160. La fórmula correcta del ácido zíncico es:

- a) H_2ZnO_2
- b) HZnO
- c) ZnO_2H_2

Respuesta: H_2ZnO_2

161. En el ácido per mangánico, el estado de oxidación del elemento químico Mn es:

- a) $2+$
- b) $3+$
- c) $7+$

Respuesta: $7+$

162. Los ácidos en los que se sustituye el O por el S se denominan:

- a) Meta ácidos
- b) Piro ácido
- c) Tíos ácidos

Respuesta: Tío ácidos

163. El S que sustituye al O en los tios ácidos, tiene estado de oxidación:

- a) 0
- b) $2+$
- c) $2-$

Respuesta: $2-$

164. La fórmula correcta del ácido tío nítrico es:

- a) NO_2SH
- b) HNO_2S
- c) HNOS

Respuesta: HNO_2S

165. El nombre correcto de $\text{H}_2\text{SO}_2\text{S}_2$ es:

- a) Ácido sulfúrico.
- b) Ácido tío sulfuroso.
- c) Ácido di tío sulfúrico.

Respuesta: Ácido di tío sulfúrico.

166. El radical sulfato tiene estado de oxidación:

- a) 2-
- b) 2+
- c) 4+

Respuesta: 2-

167.Cuál es el nombre correcto del radical $(\text{HCO}_3)^-$:

- a) Carbonato
- b) Bicarbonato
- c) Carburo

Respuesta: Bicarbonato

168. La fórmula del radical clorato es la siguiente:

- a) Cl^-
- b) $(\text{ClO}_3)^+$
- c) $(\text{ClO}_3)^-$

Respuesta: $(\text{ClO}_3)^-$

169. ¿Cuál es el nombre correcto del radical $(\text{HSO}_4)^-$?

- a) Sulfato
- b) Sulfito
- c) Bisulfato

Respuesta: Bisulfato

170. El compuesto conocido como bicarbonato de sodio tiene la siguiente fórmula:

- a) Na_2CO_4
- b) NaHCO_3
- c) Na_2HCO_4

Respuesta: NaHCO_3

171. El ácido orto fosfórico resulta de la combinación química entre el anhídrido fosfórico más:

- a) 1 molécula de agua
- b) 2 moléculas de agua
- c) 3 moléculas de agua

Respuesta: 3 moléculas de agua

172. El estado de oxidación del P en el ácido orto fosforoso es:

- a) 3-
- b) 3+
- c) 5+

Respuesta: 3+

173.Cuál es el estado de oxidación del elemento mercurio en la sal cloruro tele ruo mercúrico:

- a) 1+
- b) 2+
- c) 4+

Respuesta: 2+

174. Las sales oxisales neutras son compuestos:

- a) Binarios
- b) Ternarios
- c) Cuaternarios

Respuesta: Ternarios

175. El compuesto KClO_3 corresponde a la categoría de:

- a) Sales halógenas neutras
- b) Sales halógenas ácidas.
- c) Sales oxisales neutras.

Respuesta: Sales oxisales neutras.

176. En el sulfato de sodio Na_2SO_4 , el estado de oxidación del S es:

- a) $2+$
- b) $4+$
- c) $6+$

Respuesta: $6+$

177. En el compuesto químico meta vanadato de hidrógeno, el estado de oxidación de elemento químico vanadio es:

- a) $2+$
- b) $3+$
- c) $5+$

Respuesta: $5+$

178. En el ácido peroxo nitroso, cuál es el estado de oxidación del elemento químico nitrógeno:

- a) 0
- b) $3+$
- c) $5+$

Respuesta: $3+$

179.Cuál es la fórmula correcta del radical bromito:

- a) (BrO)
- b) $(\text{BrO})^{1-}$
- c) $(\text{BrO}_2)^{1-}$

Respuesta: $(\text{BrO}_2)^{1-}$

180. Cuántos átomos de hidrógeno hay en el sulfo nitrato de hidrógeno:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 1

181. En el compuesto químico cobaltato de hidrógeno, el estado de oxidación de elemento químico cobalto es:

- a) $2+$
- b) $4+$
- c) $6+$

Respuesta: $6+$

182. Las sales oxisales mixtas se componen de:

- a) Dos metales más un radical neutro.
- b) Un metal más dos radicales neutros.
- c) Dos metales más dos radicales ácidos.

Respuesta: Dos metales más un radical neutro.

183. ¿Cuál es el nombre correcto del compuesto $[\text{Na}_2\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$:

- a) Sulfuro de calcio y sodio.
- b) Sulfito de calcio y sodio.
- c) Sulfato de calcio y sodio.

Respuesta: Sulfato de calcio y sodio.

184. Las sales oxisales mixtas se forman por la reacción entre:

- a) Un metal más un radical halogénico.
- b) Un metal más dos radicales halogénicos.
- c) Dos metales más dos residuos halogénicos.

Respuesta: Un metal más dos radicales halogénicos.

185. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto: $[\text{Ca}_2(\text{SO}_4)(\text{ClO}_3)_2]$?

- a) Perclorato sulfato de calcio.
- b) Perclorato sulfito de calcio.
- c) Clorato sulfato de calcio.

Respuesta: Clorato sulfato de calcio.

186. Las sales oxisales ácidas se forma entre un metal con:

- a) Un radical ácido.
- b) Un radical básico.
- c) Un radical neutro.

Respuesta: Un radical ácido.

187. En las sales oxisales básicas el residuo básico tiene estado de oxidación:

- a) Negativo
- b) Positivo
- c) Cero

Respuesta: Positivo

188. ¿Cuál es la fórmula del permanganato tribásico plúmbico?

- a) $[\text{Pb}(\text{OH})_2](\text{MnO}_4)$
- b) $[\text{Pb}(\text{OH})_3](\text{MnO}_4)$
- c) $[\text{Pb}(\text{OH})](\text{MnO}_4)$

Respuesta: $[\text{Pb}(\text{OH})_3](\text{MnO}_4)$

189. ¿Cuál es el nombre del compuesto BiH_3 ?

- a) Hidruro de bismuto
- b) Ácido de bismuto
- c) Anhídrido de bismuto.

Respuesta: Hidruro de bismuto

190. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto: $K_2Mg(CO_3)_2$?

- a) Bicarbonato de magnesio y potasio.
- b) Ortocarbonato de magnesio y potasio.
- c) Carbonato de magnesio y potasio

Respuesta: Carbonato de magnesio y potasio

191. El coeficiente es el número que indica las veces que se repite:

- a) El elemento en un compuesto.
- b) El compuesto.
- c) El estado de oxidación del elemento

Respuesta: El compuesto.

192. El vidrio se constituye básicamente de:

- a) Carbonatos.
- b) Fosfatos.
- c) Silicatos.

Respuesta: Silicatos.

193. Los ácidos oxácidos se forman al combinarse químicamente:

- a) El oxígeno con un metal más agua.
- b) Los anhídridos más el agua.
- c) Los no metales con el oxígeno.

Respuesta: Los anhídridos más el agua.

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Porcentaje en masa	$\%m = (m_{\text{solute}} / m_{\text{disolución}}) \times 100$	% (g/g)
Regla de tres para concentración	$m_{\text{solute}} = (\text{concentración } \%) \times V / 100$	g
Reacción ácido-base	Ácido + Base $\rightarrow$ Sal + Agua	-
Masa molar	$M = m / n$	g/mol
Número de moles	$n = m / M$	mol
Densidad de gases (burbujas, CO ₂ , O ₂)	$\rho = m / V$	g/L o g/m ³
Reacciones de neutralización	$n_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$	mol, L
Masa de un componente en mezcla (mortero)	$m_{\text{total}} = \Sigma m_{\text{componentes}}$	g, kg
Estequiometría de reacción	relación molar según ecuación balanceada	mol
Peso equivalente ácido o base	$eq = \text{masa} / eq\text{-gramo}$	eq
Fórmula de sal formada	$\text{Metal}^{n+} + \text{Anión}^{m-} \rightarrow M_nA_m$	fórmula

194. Problema: Un químico necesita preparar 500 ml de solución salina fisiológica (0.9% NaCl en agua). ¿Cuántos gramos de NaCl debe pesar?

Respuesta: 4.5 g de NaCl.

Solución:

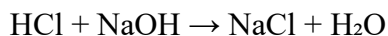
$$0.9\% = 0.9 \text{ g} / 100 \text{ ml}$$

$$(0.9 \text{ g} / 100 \text{ ml}) \times 500 \text{ ml} = 4.5 \text{ g}$$

195. Problema: En laboratorio, el químico debe acidificar agua destilada usando HCl al 0.1 M. ¿Qué compuesto forma al reaccionar con sodio?

Respuesta: Cloruro de sodio.

Solución:



196. Problema: Se detecta olor a huevos podridos en un colector. ¿Qué compuesto es?

Respuesta: Ácido sulfhídrico (H_2S).

Solución:

El gas conocido es H_2S (ácido sulfhídrico).

197. Problema: En agricultura, usan cal viva para neutralizar acidez. ¿Qué compuesto es cal viva?

Respuesta: CaO .

Solución:

Cal viva = CaO (óxido de calcio).

198. Problema: Un químico prepara soluciones desinfectantes con peróxido de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula?

Respuesta: H_2O_2 .

Solución:

Agua oxigenada = H_2O_2 .

199. Problema: ¿Qué compuesto químico está en la leche de magnesia?

Respuesta: $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Solución:

Hidróxido de magnesio = $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

200. Problema: ¿Qué compuesto libera CO_2 en masas y pasteles?

Respuesta: NaHCO_3 .

Solución:

Bicarbonato de sodio = NaHCO_3 .

Capítulo IV. Estequiometría, Cálculos con Fórmulas y Ecuaciones Químicas

La estequiometría es una de las herramientas fundamentales de la química, encargada de estudiar las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos involucrados en una reacción química. Su importancia radica en que permite comprender no solo qué ocurre en un proceso químico, sino también cuánto ocurre, es decir, en qué proporciones se combinan las sustancias y qué cantidad de producto se puede obtener. Esta rama de la química se basa en el principio de la conservación de la masa, enunciado por Antoine Lavoisier, conocido como el “Padre de la Química”, quien estableció que en toda reacción química la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Una ecuación química representa, de manera simbólica, la transformación de unas sustancias iniciales, llamadas reactivos, en otras finales, denominadas productos. Al balancear una ecuación, se garantiza que la cantidad de átomos de cada elemento sea la misma a ambos lados de la reacción, respetando así las leyes de la química. A partir de una ecuación balanceada, es posible aplicar cálculos estequiométricos para predecir las cantidades de sustancias involucradas: masas, volúmenes, número de partículas e incluso energía liberada o absorbida.

El concepto de mol es central en estos cálculos, ya que permite contar partículas a nivel macroscópico mediante una unidad estándar. Con el conocimiento del peso molecular o masa molar de las sustancias, se puede convertir con facilidad entre masa, número de moles y número de partículas. La identificación del reactivo limitante y del reactivo en exceso es esencial para determinar cuál de los componentes de la reacción condiciona la cantidad final de producto que se puede obtener.

La estequiometría tiene aplicaciones prácticas que van mucho más allá del laboratorio. En la industria farmacéutica, permite formular medicamentos en dosis precisas; en procesos industriales, optimiza el uso de materias primas; en la ingeniería ambiental, ayuda a calcular tratamientos para reducir la contaminación; y en la vida cotidiana, se refleja incluso en tareas tan comunes como cocinar, donde las proporciones de los ingredientes determinan el resultado final. Comprender los cálculos estequiométricos es, por tanto, un paso clave para aplicar el conocimiento químico en contextos académicos, profesionales e incluso domésticos.

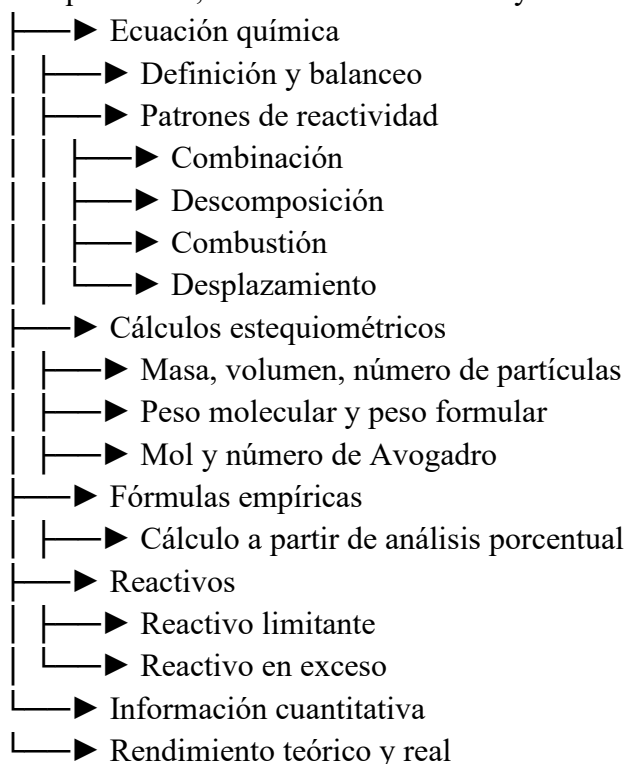
Objetivos del capítulo

- Comprender qué es una ecuación química y cómo balancearla.
- Identificar patrones sencillos de reactividad: metátesis, transposición, combustión, combinación, descomposición.
- Aplicar cálculos estequiométricos para determinar masas, moles, volúmenes y número de partículas.

- Diferenciar reactivo limitante y reactivo en exceso en una reacción.
- Calcular fórmulas empíricas a partir de análisis porcentuales.
- Comprender la importancia de estos cálculos en procesos industriales, farmacéuticos y ambientales.

Esquema conceptual

Estequiometría, Cálculos con Fórmulas y Ecuaciones Químicas



Preguntas de reflexión inicial

- ¿Por qué es necesario balancear una ecuación química?
- ¿Cómo afecta un error en el cálculo estequiométrico en la fabricación de un medicamento?
- ¿Qué pasaría en un proceso industrial si no se identificara correctamente el reactivo limitante?
- ¿Por qué la ley de conservación de la masa es fundamental en todos los cálculos químicos?

Conexión con la vida real o profesional

La estequiometría es clave en múltiples campos, ya que permite aplicar los cálculos químicos de manera precisa en diferentes contextos. En la industria farmacéutica, se utiliza para asegurar la dosis exacta de un principio activo en la elaboración de medicamentos. En la ingeniería ambiental, es fundamental para calcular cuánta sustancia es necesaria para neutralizar contaminantes y minimizar impactos negativos en el entorno. En la producción de combustibles, permite determinar la eficiencia de la combustión y optimizar el uso de

recursos. Incluso en la cocina, cada receta representa un ejemplo cotidiano de proporciones y reacciones químicas controladas que garantizan un buen resultado. Finalmente, en los laboratorios clínicos, la estequiometría es esencial para preparar soluciones con precisión y asegurar resultados confiables en pruebas diagnósticas.

Glosario de términos clave

Ecuación química: Representación simbólica de una reacción química.

Mol: Unidad que representa 6.022×10^{23} partículas.

Peso molecular: Suma de las masas atómicas de todos los átomos en una molécula.

Reactivo limitante: Sustancia que se consume completamente, limitando la cantidad de producto.

Reactivo en exceso: Sustancia que sobra después de la reacción.

Rendimiento teórico: Cantidad máxima de producto que puede obtenerse.

Fórmula empírica: Relación más simple de átomos en un compuesto.

Estequiometría: Estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas.

Referencias

Chang, R. (2010). Química. McGraw-Hill.

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2014). Química. Cengage Learning.

Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). Química General: Principios y aplicaciones modernas. Pearson.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. J. (2017). Química, la ciencia central. Pearson Educación.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Cuál es el científico denominado “Padre de la Química”

- a) Max Plank
- b) Albert Einstein
- c) Antoine Lavoisier.

Respuesta: Antoine Lavoisier.

2. La estequiometría es la rama de la química que estudia:

- a) Los estados de oxidación de los elementos.
- b) Las ecuaciones químicas.
- c) Las energías de enlace.

Respuesta: Las ecuaciones químicas.

3. La ley de la conservación de la masa establece que:

- a) La materia se crea y se destruye.
- b) La materia destruye la energía.
- c) La materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma.

Respuesta: La materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma.

4. Al momento de balancear una ecuación química es posible modificar los sub índices de los átomos en una determinada molécula:

- a) Si.
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

5. Las ecuaciones químicas igualadas respetan la ley de conservación de la carga eléctrica:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

6. Durante una reacción química los átomos _____ se crean, solo se recombinan.

- a) No.
- b) Si
- c) A veces

Respuesta: No

7.Cuál es el significado de la flecha bidireccional que separa reactivos de productos:

- a) Que todos los reactivos se han transformado en productos.
- b) Que todos los productos se han transformado en reactivos.
- c) Que hay un equilibrio entre reactivos y productos.

Respuesta: Que hay un equilibrio entre reactivos y productos.

8. Las reacciones químicas en general se clasifican en:

- a) Reacciones de combinación y descomposición.
- b) Reacciones de combinación y combustión.
- c) Reacciones de combinación, combustión y descomposición.

Respuesta: Reacciones de combinación, combustión y descomposición.

9. En una ecuación química igualada, contiene la siguiente información:

- a) Cualitativa.
- b) Cuantitativa.
- c) Cualitativa-cuantitativa.

Respuesta: Cualitativa-cuantitativa.

10. La ecuación química que representa la formación del agua a partir de sus elementos es:

- a) $2\text{H} + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

- b) $\text{H}_2 + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- c) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

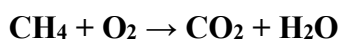
Respuesta: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

11. Cuál es el significado de la flecha unidireccional que separa reactivos de productos:

- a) Qué todos los reactivos se transforman en productos.
- b) Que solo parte de los reactivos han reaccionado.
- c) Que los productos se pueden descomponer en reactivos.

Respuesta: Qué todos los reactivos se transforman en productos.

12. Selecciones los coeficientes adecuados para el siguiente proceso:



- a) 1, 2, 1, 2.
- b) 2, 1, 2, 1.
- c) 1, 2, 2, 1.

Respuesta: 1, 2, 1, 2.

13. En una ecuación química las sustancias que están al lado izquierdo de la ecuación se llaman:

- a) Productos.
- b) Reactivos.
- c) Catalizadores.

Respuesta: Reactivos.

14. En una ecuación química, las sustancias que aparecen en el extremo derecho de la misma se denominan:

- a) Productos.
- b) Reactivos.
- c) Catalizadores.

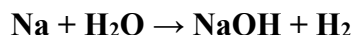
Respuesta: Productos.

15. En una ecuación química, los catalizadores son sustancias que:

- a) Forman parte del producto.
- b) Forman parte de los reactivos.
- c) Aceleran la reacción.

Respuesta: Aceleran la reacción.

16. Seleccione los coeficientes adecuados para balancear la siguiente ecuación:



- a) 2, 2, 1, 1.
- b) 1, 2, 2, 1.
- c) 2, 2, 2, 1.

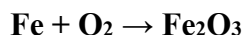
Respuesta: 2, 2, 2, 1.

17. Seleccione la reacción correcta de descomposición térmica de Sulfuro mercurioso:

- a) $\text{HgS}_{(s)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{Hg}_{(s)}$
- b) $\text{HgS}_{(s)} \rightarrow \text{S}_{(l)} + \text{Hg}_{(l)}$
- c) $\text{HgS}_{(s)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{Hg}_{(l)}$

Respuesta: $\text{HgS}_{(s)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{Hg}_{(l)}$

18. Balancee la siguiente ecuación, seleccionando los coeficientes adecuados:



- a) 1, 1, 1.
- b) 4, 3, 2.
- c) 3, 4, 2.

Respuesta: 4, 3, 2.

19. Balancee la siguiente ecuación química, completando el producto faltante:



- a) CuO
- b) CuH₂
- c) Cu(OH)₂

Respuesta: Cu(OH)₂

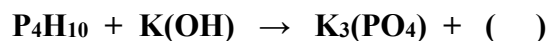
20. Balancee y complete la siguiente reacción química de descomposición con el producto faltante:



- a) N₂
- b) O₂
- c) NO

Respuesta: O₂

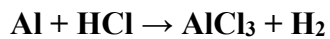
21. Balancee la siguiente ecuación química, completando el producto faltante:



- a) H₂O
- b) P₂O₃
- c) P₂O₅

Respuesta: H₂O

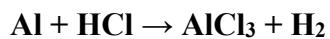
22. Balancee la siguiente ecuación, seleccionando los coeficientes adecuados:



- a) 1, 3, 1, 3.
- b) 2, 3, 2, 3.
- c) 2, 6, 2, 3.

Respuesta: 2, 6, 2, 3.

23. En la reacción química siguiente, cuál elemento se oxida:



- a) Al.
- b) H.
- c) Cl

Respuesta: Al.

24. Complete el producto faltante en la siguiente ecuación química:



- a) H₂
- b) O₂
- c) H₂O

Respuesta: H₂O

25. En la siguiente reacción química complete el producto faltante:



- a) HNO₃
- b) HNO₂
- c) HNO.

Respuesta: HNO₃

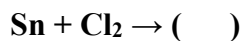
26. Cuál es el producto faltante en la siguiente reacción química:



- a) F₂
- b) H₂
- c) HF

Respuesta: HF

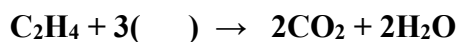
27. Balancee la siguiente ecuación química completando el producto faltante:



- a) SnCl
- b) SnCl_4
- c) SnCl_2

Respuesta: SnCl_4

28. Complete la siguiente ecuación con el reactante que falta:



- a) H_2O
- b) 2O
- c) O_2

Respuesta: O_2

29. La ecuación siguiente representa una reacción de:



- a) Descomposición.
- b) Oxidación y reducción.
- c) Combinación.

Respuesta: Combinación.

30. Selecciones cuál proceso representa la formación del amoníaco.

- a) $\text{N} + 3\text{H} \leftrightarrow \text{NH}_3$.
- b) $\text{N} + \text{H}_3 \leftrightarrow \text{NH}_3$.
- c) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow \text{NH}_3$.

Respuesta: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow \text{NH}_3$.

31. ¿Cuál es la ecuación correcta para la formación del dióxido de carbono?

- a) $\text{C} + 2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2$.
- b) $\text{C} + \text{O} \rightarrow \text{CO}$
- c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

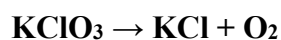
Respuesta: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

32. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de descomposición?

- a) $A + B \rightarrow C + D$
- b) $A + B \rightarrow D$
- c) $C \rightarrow A + B$

Respuesta: $C \rightarrow A + B$

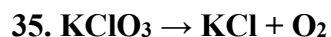
33. Iguale la siguiente ecuación de descomposición seleccionando los coeficientes adecuados.



- a) 2, 1, 3
- b) 2, 2, 1.
- c) 2, 2, 3.

Respuesta: 2, 2, 3.

34. En la reacción química de descomposición térmica del clorato de potasio, cuál elemento se reduce:



- a) K
- b) Cl
- c) O

Respuesta: Cl

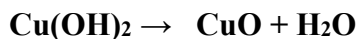
36. Complete la siguiente reacción de descomposición, con el producto faltante adecuado.



- a) CO
- b) CO₂
- c) C

Respuesta: CO₂

37. Iguale el siguiente proceso seleccionando los coeficientes adecuados:



- a) 1, 1, 1.
- b) 2, 1, 1.
- c) 1, 2, 2.

Respuesta: 1, 1, 1.

38. ¿Cuál es la ecuación que representa la reacción de combinación entre el litio metálico y el flúor gaseoso?

- a) $\text{Li} + \text{F} \rightarrow \text{LiF}$
- b) $2\text{Li} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{LiF}$
- c) $\text{Li} + 2\text{F} \rightarrow \text{LiF}$

Respuesta: $2\text{Li} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{LiF}$

39. Seleccione el nombre del reactante en el siguiente proceso químico:



- a) Carburo de bario.
- b) Bicarbonato de bario.
- c) Carbonato de bario.

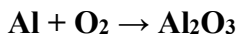
Respuesta: Carbonato de bario.

40. Seleccione la ecuación química para la reacción entre el sulfuro de mercurio II cuando se descompone en sus elementos constituyentes al calentarse.

- a) $\text{HgSO}_4 \rightarrow \text{Hg} + \text{S} + \text{O}$
- b) $\text{HgS} \rightarrow \text{Hg}_2 + \text{S}$
- c) $\text{HgS} \rightarrow \text{Hg} + \text{S}$

Respuesta: $\text{HgS} \rightarrow \text{Hg} + \text{S}$

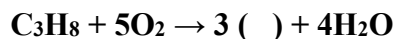
41. Seleccione los coeficientes apropiados para la reacción entre el aluminio metálico con el oxígeno del aire.



- a) 2, 3, 1.
- b) 4, 3, 2.
- c) 3, 4, 1.

Respuesta: 4, 3, 2.

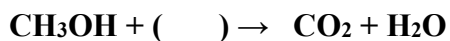
42. Complete el proceso de combustión del gas propano en aire con el producto faltante de entre las opciones.



- a) CO
- b) C
- c) CO₂

Respuesta: CO₂

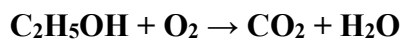
43. Seleccione el reactante que falta cuando se combustiona metanol.



- a) CO
- b) O
- c) O₂

Respuesta: O₂

44. Seleccione los coeficientes apropiados para la combustión del etanol en aire.



- a) 1, 3, 2, 3.
- b) 1, 1, 2, 3.
- c) 2, 3, 1, 3.

Respuesta: 1, 3, 2, 3.

45. ¿Cuál es el peso molecular del nitrato de calcio Ca(NO₃)₂?

- a) 160
- b) 164
- c) 16.6

Respuesta: 164

46. ¿Cuál es la composición porcentual de cada uno de los elementos en el agua?

- a) O = 11.1%; H = 88.9%
- b) O = 50%; H = 50%
- c) H = 11.1%; O = 88.9%

Respuesta: H = 11,1%; O = 88,9%

47. Seleccione la composición porcentual de cada elemento en la molécula de $C_{12}H_{22}O_{11}$

- a) C = 51.5%; H = 6.4%; O = 42.1%.
- b) C = 50%; H = 25%; O = 25%.
- c) C = 42.1%; H = 6.4%; O = 51.5%.

Respuesta: C = 42.1%; H = 6.4%; O = 51.5%.

48. Seleccione el porcentaje en masa del nitrógeno en la molécula de nitrato de calcio. $Ca(NO_3)_2$.

- a) 20%
- b) 17.1%
- c) 35.5%

Respuesta: 17.1%

49. ¿Cuántos átomos de H hay en 0,350 moles de $C_6H_{12}O_6$?

- a) 2.53×10^{24}
- b) 12
- c) 6.02×10^{23}

Respuesta: 2.53×10^{24}

50. ¿Cuántos átomos de O hay en 0.25 moles de $Ca(NO_3)_2$?

- a) 6
- b) 3
- c) 9×10^{23}

Respuesta: 9×10^{23}

51. Un mol de moléculas de nitrógeno tiene _____ átomos de nitrógeno.

- a) 6.02×10^{23}
- b) 2
- c) 1.2×10^{24}

Respuesta: $1,2 \times 10^{24}$

52. ¿Cuál es la masa en gramos de un mol de $C_6H_{12}O_6$?

- a) 120
- b) 150
- c) 180

Respuesta: 180

53. ¿Cuántas moles de glucosa hay en 5.380 g de esta sustancia?

- a) 1 mol
- b) 0.03 moles
- c) 3 moles.

Respuesta: 0.03 moles

54. ¿Cuántas moles de $NaHCO_3$ están presentes en 508 g de esta sustancia?

- a) 3.02
- b) 6.05
- c) 0.3

Respuesta: 6.05

55. ¿Cuántas moléculas de glucosa hay en 5,23 g de esta sustancia?

- a) 1.75
- b) 6.02×10^{23}
- c) 1.75×10^{22}

Respuesta: 1.75×10^{22}

56. La relación más simple de átomos que encontramos en una molécula, de denomina:

- a) Empírica.
- b) Inorgánica.
- c) Orgánica.

Respuesta: Empírica.

57. La vitamina C conocida como ácido ascórbico contiene 40.92% en masa de C, 4,58 % en masa de H y 54,50 % en masa de O; su fórmula empírica es:

- a) CH_2O
- b) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$
- c) CH_4O_3

Respuesta: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

58. El etilenglicol, que se usa como anticongelante para automóviles, se compone de 38,7% en masa de C, 9,7% en masa de H y 51,6% en masa de O. Con esta información cuál es la fórmula empírica de esta sustancia.

- a) CH_3O
- b) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$
- c) CH_3O

Respuesta: CH_3O

59. Una ecuación química balanceada contiene información:

- a) Solo cualitativa.
- b) Solo cuantitativa.
- c) Cualitativa y cuantitativa.

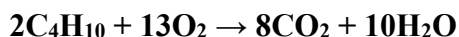
Respuesta: Cualitativa y cuantitativa.

60. En una ecuación química sin balancear se está irrespetando la ley de la:

- a) Conservación de la materia.
- b) Conservación de la carga.
- c) Conservación de la energía.

Respuesta: Conservación de la materia.

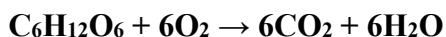
61. La lectura apropiada para un químico en la siguiente reacción es:



- a) 2 moléculas de propano + 13 moléculas de O_2 = 8 moléculas de bióxido + 10 moléculas de agua.
- b) 2 moles de propano + 13 moles de O_2 = 8 moles de bióxido + 10 moles de agua.
- c) 2 moles de propano + 13 moléculas de O_2 = 8 moles de bióxido + 10 moléculas de agua.

Respuesta: 2 moles de propano + 13 moles de O_2 = 8 moles de bióxido + 10 moles de agua.

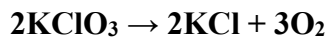
62. ¿Cuántos g de agua se producen en la combustión de 1 g de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?



- a) 6 g
- b) 3 g
- c) 0,6 g.

Respuesta: 0,6 g.

63. La descomposición del clorato de potasio se usa comúnmente en laboratorio para preparar pequeñas cantidades de O_2 mediante la siguiente reacción:



A partir de 4,50 g de clorato, ¿cuántos g de oxígeno se podrán preparar?

- a) 6 g
- b) 1,77 g
- c) 3,50 g

Respuesta: 1,77 g

64. Se entiende por reactivo limitante, aquella sustancia que:

- a) Produce una mayor cantidad de productos.
- b) Produce la menor cantidad de productos.
- c) Aquella sustancia que se gasta en su totalidad.

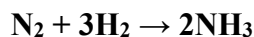
Respuesta: Aquella sustancia que se gasta en su totalidad.

65. Los reactivos en exceso son aquellos que:

- a) Aceleran la reacción.
- b) Sobran en la reacción.
- c) Faltan en la reacción.

Respuesta: Sobran en la reacción.

66. El proceso comercial más importante para convertir N₂ del aire en amoníaco es el siguiente:

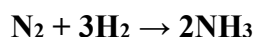


¿Cuántas moles de amoníaco se pueden formar a partir de 3 moles de nitrógeno y 6 moles de hidrógeno?

- a) 2 moles.
- b) 4 moles.
- c) 9 moles.
- d) 8 moles.

Respuesta: 4 moles.

67. El proceso comercial más importante para convertir N₂ del aire en amoníaco es el siguiente:

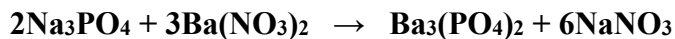


Quando se hacen reaccionar 3 moles de nitrógeno y 6 moles de hidrógeno. ¿Cuál es el reactivo limitante?

- a) Las 3 moles de nitrógeno.
- b) Las 6 moles de hidrógeno.
- c) Ninguno de los anteriores.

Respuesta: Las 6 moles de hidrógeno.

68. Considere la siguiente reacción:

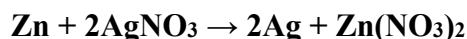


**Suponga que se parte de 3,59 g de fosfato de sodio y 6,40 g de nitrato de bario.
¿Cuántos g de fosfato de bario podrán formarse?**

- a) 4.92
- b) 1.00
- c) 2.00
- d) 2.46

Respuesta: 4.92

69. Una tira de Zn metálico que pesa 2.00 g se coloca en una disolución acuosa que contiene 2.50 g de nitrato de plata, lo que causa la siguiente reacción:

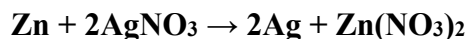


¿Cuál es el reactivo limitante?

- a) 2 g de Zn
- b) 2.50 g de nitrato de plata.
- c) Ninguno de los anteriores.

Respuesta: 2.50 g de nitrato de plata.

70. Una tira de Zn metálico que pesa 2,00 g se coloca en una disolución acuosa que contiene 2,50 g de nitrato de plata, lo que causa la siguiente reacción:

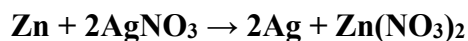


¿Cuántos g de Ag se forman?

- a) 1.39
- b) 1.52
- c) 1.59
- d) 2.50

Respuesta: 1.59

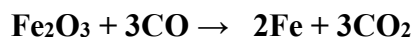
71. En la siguiente reacción química, cuál es la carga del ion nitrato:



- a) 0
- b) 1-
- c) 1+

Respuesta: 1-

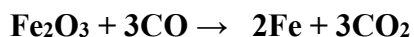
72. En la siguiente reacción química, cuál elemento se reduce:



- a) Hierro (Fe)
- b) Carbono (C)
- c) Oxígeno (O)

Respuesta: Hierro (Fe)

73. Un proceso comercial empleado para obtener Fe metálico a partir del óxido férrico es el siguiente:



Partiendo de 150 g de óxido como reactivo limitante ¿cuál será el rendimiento teórico del Fe?

- a) 75 g
- b) 105 g
- c) 210 g
- d) 150 g

Respuesta: 105 g

201. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas representa la neutralización entre un ácido y una base?

- a) $\text{HCl} + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

- b) $\text{Ca}(\text{CO}_3) + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{HCl} + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

202. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de combinación?

- a) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- c) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

Respuesta: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

203. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de descomposición?

- a) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
- b) $2\text{KCl} \rightarrow 2\text{K} + \text{Cl}_2$
- c) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$

Respuesta: $2\text{KCl} \rightarrow 2\text{K} + \text{Cl}_2$

204. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción unidireccional?

- a) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
- b) $2\text{KCl} \rightarrow 2\text{K} + \text{Cl}_2$
- c) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$

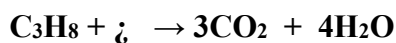
Respuesta: $2\text{KCl} \rightarrow 2\text{K} + \text{Cl}_2$ y $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$

205. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de combustión?

- a) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Na}(\text{OH}) + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

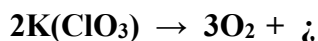
206. Escriba el reactivo faltante en la siguiente reacción química igualada:



- a) 2O_2
- b) 4O_2
- c) 5O_2

Respuesta: 5O_2

207. Escriba el producto faltante en la siguiente reacción de descomposición:



- a) 2K
- b) 2Cl
- c) 2KCl

Respuesta: 2KCl

208. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de combinación?

- a) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- b) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- c) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Respuesta: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

209. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de oxido - reducción?

- a) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- b) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- c) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Respuestas: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$, $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ y $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

210. ¿Cuál de las siguientes reacciones químicas representa el proceso correcto de formación del cloruro de aluminio a partir de los reactivos en estado basal?

- a) $\text{Al} + 3\text{Cl} \rightarrow \text{AlCl}_3$
- b) $\text{Al} + \text{Cl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$
- c) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

Respuesta: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

211. ¿Cuál es la reacción correcta de formación del óxido férrico a partir de la combinación de hierro y oxígeno elementales?

- a) $\text{Fe} + \text{O} \rightarrow \text{FeO}$
- b) $2\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- c) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Respuesta: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

212. Si se combina químicamente hierro con cloro molecular cuál es el producto:

- a) $\text{Fe} + 2\text{Cl} \rightarrow \text{FeCl}_2$
- b) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- c) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$

Respuesta: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

213. ¿Cuál es la reacción correcta cuando se combinan químicamente fósforo tetravalente con oxígeno molecular?

- a) $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}$
- b) $4\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}$
- c) $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$

Respuesta: $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$

214. ¿Cuál es la reacción correcta de descomposición del agua oxigenada o peróxido de hidrógeno?

- a) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- b) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H} + 2\text{O}$
- c) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{O}$

Respuesta: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

215. ¿Cuál es la reacción correcta que representa la combustión del gas etano en presencia de oxígeno?

- a) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{C}_2\text{H}_6 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{C}_2\text{H}_6 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

216. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa la combustión del ácido acético en presencia de oxígeno?

- a) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 4\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

217. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa la reacción de combustión de la acetona?

- a) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 2\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

218. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa la reacción de combustión del aldehído etanal?

- a) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 4\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- c) $2\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $2\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

219. ¿Cuál es el producto abreviado, resultado de la combinación entre un halógeno con un elemento del grupo IIA de la tabla periódica?

- a) MX
- b) MX_2
- c) 2MX

Respuesta: MX_2

220. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa la reacción de descomposición del per yodato de plata?

- a) $2\text{NaClO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + 3\text{O}_2$
- b) $\text{NaClO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + 3\text{O}_2$
- c) $\text{NaClO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + 2\text{O}_2$

Respuesta: $\text{NaClO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + 2\text{O}_2$

221. ¿Cuál es la reacción correcta de descomposición del sulfato de calcio al calentarse?

- a) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_3$
- b) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{O}_2 + \text{SO}$
- c) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca} + \text{SO}_4$

Respuesta: $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_3$

222. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa la pirita?

- a) FeS
- b) Fe₂S
- c) FeS₂

Respuesta: Fe₂S

223. El mineral moscovita es químicamente el silicato de potasio y aluminio. ¿Cuál es la fórmula correcta de este compuesto?

- a) K Al (SiO₃)
- b) K Al (SiO₃)₂
- c) 2K Al (SiO₃)₅

Respuesta: KAl (SiO₃)₂

224. ¿Cuál es la fórmula molecular del acetato de etilo?

- a) CH₃COOCH₂CH₃
- b) CH₃COOCHCH₃
- c) CH₃COOCH₂CH₂

Respuesta: CH₃COOCH₂CH₃

225. ¿Cuál es la fórmula química del vinagre?

- a) CHCOOH
- b) CH₃COOH
- c) CH₂O

Respuesta: CH₃COOH

226. ¿Cuál es el peso molecular del vinagre?

- a) 30 g/mol
- b) 48 g/mol
- c) 60 g/mol

Respuesta: 60g/mol

227. ¿Cuál es el peso molecular del bicarbonato de sodio?

- a) 84 g/mol
- b) 106 g/mol
- c) 83 g/mol

Respuesta: 84 g/mol

228. ¿Cuál es el peso molecular del etanol?

- a) 32 g/mol
- b) 46 g/mol
- c) 34 g/mol

Respuesta: 46 g/mol

229. ¿Cuál es el porcentaje en masa del hidrógeno en el etanol?

- a) 52,17%
- b) 34,78%
- c) 13,17%

Respuesta: 13.17%

230. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno en el agua oxigenada?

- a) 9,41%
- b) 94,11%
- c) 5,88%

Respuesta: 94.11%

231. ¿Cuál es el porcentaje de carbono en la molécula de anhídrido carbónico?

- a) 27,27%
- b) 72,73%
- c) 75,00%

Respuesta: 27,27%

232. ¿Cuál es el número de átomos de carbono en una molécula de glucosa?

- a) 2
- b) 12
- c) 6

Respuesta: 6

233. ¿Cuál es el porcentaje de azufre en la molécula de Sulfato de sodio?

- a) 22,53%
- b) 32,39%
- c) 45,07%

Respuesta: 22.53%

234. ¿Cuál es el porcentaje en masa del elemento carbono en la molécula de tetracloruro de carbono?

- a) 7,80%
- b) 92,20
- c) 50,00%

Respuesta: 7,80%

235. ¿Cuál es el peso molecular del compuesto químico llamado acetato de sodio?

- a) 83.00 g/mol
- b) 82.00 g/mol
- c) 70.00 g/mol

Respuesta: 82.00 g/mol

236. ¿Cuál es el porcentaje en masa del elemento sodio en la molécula de acetato de sodio?

- a) 29.27%
- b) 3.66%
- c) 28.05%

Respuesta: 28.05%

237. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno en el ácido yodhídrico?

- a) 99.21%
- b) 0.79%
- c) 50.00%

Respuesta: 99.21%

238. ¿Cuál es el peso molecular del ácido per yódico?

- a) 19.19 g/mol

- b) 191.91 g/mol
- c) 126.90 g/mol

Respuesta: 191.91 g/mol

239. ¿Cuál es el porcentaje en masa del elemento yodo en el ácido per yódico?

- a) 66.12%
- b) 33.88%
- c) 6.61%

Respuesta: 66.12%

240. Media mol de moléculas de Oxígeno, equivale a:

- a) $6.02 \times 10^{11,50}$ moléculas
- b) 3.01×10^{23} moléculas
- c) $3.01 \times 10^{11,50}$ moléculas

Respuesta: 3.01×10^{23} moléculas

241. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 1 mol de moléculas de agua?

- a) 1.20×10^{24} átomos.
- b) 6.02×10^{46} átomos
- c) 6.02×10^{23} átomos

Respuesta: 1.20×10^{24} átomos.

242. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en media mol de moléculas de agua?

- a) 0.33×10^{23} átomos
- b) 6.02×10^{23} átomos
- c) 3.01×10^{23} átomos

Respuesta: 3.01×10^{24} átomos.

243. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1 molécula de nitrito de calcio?

- a) 6.02×10^{23} átomos
- b) 4 átomos
- c) 6 átomos

Respuesta: 4 átomos

244. ¿Cuántos iones nitrato hay en una molécula de nitrato de calcio?

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

245. ¿Cuántos iones calcio hay por cada molécula de Clorato de calcio?

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 1

246. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en una molécula de ortofosfato diácido de sodio?

- a) 1
- b) 3
- c) 2

Respuesta: 2

247. ¿Cuántos átomos de carbono hay en 0,25 moles de carbonato de calcio?

- a) 3.01×10^{23} átomos
- b) 1.50×10^{23} átomos
- c) 15.00×10^{23} átomos

Respuesta: 1.50×10^{23} átomos

248. ¿Cuál es el número de átomos de boro en el ácido orto bórico?

- a) 6.02×10^{23} átomos
- b) 1.80×10^{24} átomos
- c) 1 átomo

Respuesta: 1 átomo

249. ¿Cuál es la fórmula correcta del ácido orto bórico?

- a) HBO_2
- b) H_3BO_3
- c) HBO

Respuesta: H_3BO_3

250. ¿Cuál es la fórmula correcta del ácido oxálico?

- a) HCOO
- b) C_2HO_4
- c) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$

Respuesta: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$

251. ¿Cuál es el peso molecular del ácido oxálico?

- a) 90 g/mol
- b) 98 g/mol
- c) 45 g/mol

Respuesta: 90 g/mol

252. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno en el ácido oxálico?

- a) 2.22%
- b) 26.67%
- c) 71.11%

Respuesta: 71.11%

253. ¿Cuál es el número de átomos de hidrógeno en una molécula de ácido oxálico?

- a) 4
- b) 2
- c) 1

Respuesta: 2

254. ¿Cuál es el número de átomos de hidrógeno en una molécula de ácido cianhídrico?

- a) 3
- b) 2
- c) 1

Respuesta: 1

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Número de moles	$n = m / M$	mol, g/mol, g
Masa a partir de moles	$m = n \times M$	g
Concentración molar	$C = n / V$	mol/L, L
Volumen de gas (CNPT)	$V = n \times 22,4$	L, mol

255. Problema: Una persona quiere preparar 500 ml de bebida isotónica que contenga 0,2 mol/L de NaCl (cloruro de sodio). ¿Cuántos gramos de NaCl debe disolver?

Respuesta: 5,84 g de NaCl.

Solución:

$$C = 0.2 \text{ mol/l}$$

$$V = 500 \text{ ml} = 0.5 \text{ l}$$

$$M (\text{NaCl}) = 58.44 \text{ g/mol}$$

$$\text{Calcular moles: } n = C \times V = 0.2 \text{ mol/l} \times 0.5 \text{ l} = 0.1 \text{ mol}$$

$$\text{Calcular masa: } m = n \times M = 0.1 \text{ mol} \times 58.44 \text{ g/mol} = 5.84 \text{ g}$$

256. Problema: Un motor quema 1.5 kg de octano (C_8H_{18}). ¿Cuántos kg de CO_2 se producen? Ecuación balanceada: $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$

Respuesta: 4.62 kg de CO_2 ..

Solución:

$$m (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1500 \text{ g}$$

$$M (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114.22 \text{ g/mol}$$

$$M (\text{CO}_2) = 44.01 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = m / M = 1500 \text{ g} / 114.22 \text{ g/mol} \approx 13.13 \text{ mol}$$

$$\text{Relación molar: } 2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \rightarrow 16 \text{ mol CO}_2 \rightarrow 13.13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \times (16/2) \approx 104.96 \text{ mol CO}_2$$

$$m(\text{CO}_2) = n \times M = 104.96 \text{ mol} \times 44.01 \text{ g/mol} \approx 4620 \text{ g} = 4.62 \text{ kg}$$

257. Problema: Se usan 3 g de $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ para desinfectar 500 L de agua. ¿Cuántos moles de cloro activo aporta? $M (\text{Ca}(\text{ClO})_2) = 142.98 \text{ g/mol}$

Respuesta: 0,042 mol de cloro activo.

Solución:

$$n(\text{Ca}(\text{ClO})_2) = m / M = 3 \text{ g} / 142.98 \text{ g/mol} \approx 0,021 \text{ mol}$$

Cada mol de $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ libera 2 mol $\text{ClO}^- \rightarrow 0.021 \text{ mol} \times 2 \approx 0.042 \text{ mol}$ de cloro activo

258. Problema: Al hornear, 5 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) liberan CO_2 . Ecuación:



Respuesta: 0,668 L de CO_2 .

Solución:

$$m(\text{NaHCO}_3) = 5 \text{ g}$$

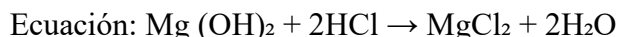
$$M(\text{NaHCO}_3) = 84.01 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = 5 \text{ g} / 84.01 \text{ g/mol} \approx 0,0595 \text{ mol}$$

$$\text{Relación molar: } 2 \text{ mol NaHCO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2 \rightarrow 0.0595 \text{ mol} \times (1/2) \approx 0.0298 \text{ mol CO}_2$$

$$V(\text{CO}_2) \approx 0.0298 \text{ mol} \times 22.4 \text{ L/mol} \approx 0.668 \text{ L}$$

259. Problema: Una persona toma 0.5 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ para neutralizar ácido clorhídrico.



Respuesta: 0.0172 mol de HCl neutralizado.

Solución:

$$m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 0.5 \text{ g}$$

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58.32 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 0.5 \text{ g} / 58.32 \text{ g/mol} \approx 0.0086 \text{ mol}$$

$$\text{Relación molar: } 1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{ mol HCl} \rightarrow 0.0086 \text{ mol} \times 2 \approx 0.0172 \text{ mol HCl}$$

260. Problema: Se desea preparar 250 ml de solución hidroalcohólica al 70% v/v usando alcohol etílico puro ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). ¿Cuántos ml de alcohol puro se necesitan?

Respuesta: 175 ml de alcohol puro.

Solución:

$$\text{Volumen final (Vf)} = 250 \text{ ml}$$

$$\text{Concentración deseada} = 70\% \text{ v/v}$$

$$\text{Calcular volumen de alcohol puro: } V(\text{alcohol}) = 70\% \times 250 \text{ ml} = 0,70 \times 250 \text{ ml} = 175 \text{ ml}$$

Capítulo V. Disoluciones Acuosas, Reacciones Química

El estudio de las disoluciones en medio acuoso representa uno de los pilares fundamentales de la química moderna, con aplicaciones que van desde los laboratorios de investigación hasta los procesos industriales y la vida cotidiana. Una disolución es una mezcla homogénea en la que una sustancia, llamada soluto, se encuentra dispersa a nivel molecular o iónico en otra sustancia, llamada solvente. Este capítulo aborda las propiedades generales de las disoluciones, las reacciones que ocurren en ellas y su importancia en diversos contextos.

Entre las reacciones destacadas se encuentran las de precipitación, que permiten separar componentes insolubles; las reacciones de neutralización ácido-base, esenciales en procesos biológicos e industriales; y las reacciones redox (óxido-reducción), donde ocurren transferencias de electrones fundamentales para la generación de energía y la síntesis de materiales.

La concentración de las disoluciones es otro aspecto clave, ya que determina la cantidad exacta de soluto en un volumen determinado, aspecto indispensable en análisis cuantitativos, preparación de medicamentos, formulación de productos alimenticios y control de calidad. Además, se introduce el concepto de valoraciones, procedimiento indispensable para conocer la concentración exacta de una sustancia mediante reacciones químicas controladas.

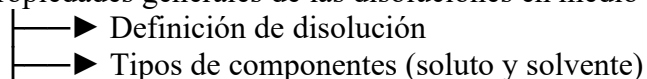
Comprender estos fenómenos no solo permite desarrollar habilidades prácticas en el laboratorio, sino que también brinda herramientas para analizar fenómenos del entorno, resolver problemas cotidianos y participar en desarrollos tecnológicos y ambientales. El dominio de estos conceptos es, por tanto, un paso esencial en la formación del químico, el ingeniero, el biólogo, el farmacéutico y todo profesional que interactúe con procesos químicos en su actividad diaria.

Objetivos del capítulo

- Comprender las propiedades generales de las disoluciones en medio acuoso.
- Identificar y clasificar reacciones de precipitación, neutralización y óxido-reducción.
- Aplicar conceptos de concentración de disoluciones para resolver problemas prácticos.
- Reconocer el uso de disoluciones en análisis químico y procesos de valoración.
- Relacionar los conceptos estudiados con aplicaciones en la vida cotidiana y profesional.

Esquema conceptual

Propiedades generales de las disoluciones en medio acuoso



- └─► Electrolitos y no electrolitos
- Reacciones químicas en disolución
 - └─► Reacciones de precipitación
 - └─► Reacciones de neutralización ácido-base
 - └─► Reacciones de óxido-reducción
- Concentración de disoluciones
 - └─► Molaridad, normalidad, porcentaje en masa
- Uso en análisis químico
 - └─► Valoraciones
 - └─► Aplicaciones prácticas

Preguntas de reflexión inicial

- ¿Por qué es importante conocer la concentración de una disolución en un laboratorio?
- ¿Cómo identificas si una sustancia forma un precipitado al mezclarse con otra?
- ¿Qué diferencias existen entre una reacción ácido-base y una reacción redox?
- ¿Cómo se aplican las valoraciones en el control de calidad de productos?
- ¿Qué ejemplos cotidianos conoces donde intervengan reacciones en disoluciones?

Conexión con la vida real o profesional

El conocimiento de disoluciones acuosas y sus reacciones es esencial en campos como la medicina (preparación de sueros y medicamentos), la industria alimentaria (control de calidad), la ingeniería ambiental (tratamiento de aguas), y la química analítica (determinación de concentraciones). En la vida diaria, las reacciones ácido-base están presentes en productos como antiácidos o limpiadores, y la comprensión de precipitaciones ayuda a entender fenómenos como las incrustaciones en tuberías.

Glosario de términos clave

- Disolución: mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- Soluto: sustancia presente en menor cantidad en una disolución.
- Solvente: sustancia presente en mayor cantidad en una disolución.
- Electrolito: sustancia que conduce electricidad en disolución.
- Precipitado: sólido insoluble que se forma en una reacción química.
- Neutralización: reacción entre un ácido y una base formando sal y agua.
- Óxido-reducción: reacción con transferencia de electrones.
- Molaridad (M): moles de soluto por litro de disolución.
- Valoración: técnica para determinar la concentración de una sustancia.

Referencias

- Chang, R., & Goldsby, K. (2016). Química (12a ed.). McGraw-Hill.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). Química General. Principios y Aplicaciones Modernas (11a ed.). Pearson.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. (2014). Química: La Ciencia Central (12a ed.). Pearson.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Las disoluciones químicas son mezclas:

- a) Heterogéneas.
- b) Homogéneas.
- c) Saturadas.

Respuesta: Homogéneas.

2. La sustancia que está presente en mayor proporción en una disolución química se llama:

- a) Solute.
- b) Solvente.
- c) Líquido.

Respuesta: Solvente.

3. En las disoluciones químicas la sustancia o sustancias que se hallan en menor proporción se denominan:

- a) Solute
- b) Solvente.
- c) Sólido.

Respuesta: Solute

4. El proceso de descomposición de una muestra de sustancia por el paso de corriente eléctrica en medio acuoso se llama:

- a) Electrolito.
- b) Electrodo.
- c) Electrólisis.

Respuesta: Electrólisis.

5. Las sustancias que se descomponen en medio acuoso formando iones con carga eléctrica se denominan:

- a) Ánodo.

- b) Electrolitos.
- c) No electrolito.

Respuesta: Electrolitos.

6. Electrolitos son aquellas sustancias solubles en agua que tienen enlace:

- a) Iónico o Covalente.
- b) Simple.
- c) Doble.

Respuesta: Iónico o Covalente.

7. Las sustancias que tienen enlace iónico están formadas por:

- a) Cationes.
- b) Aniones
- c) Cationes y aniones.

Respuesta: Cationes y aniones.

8. Se denominan sustancias no electrolíticas aquellas que _____ forman electrolitos en agua.

- a) Si
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: No

9. De entre las siguientes sustancias, elija el mejor electrolito en medio acuoso:

- a) Glucosa
- b) Alcohol
- c) Nitrato de potasio

Respuesta: Nitrato de potasio

10. La sal de mesa NaCl es un:

- a) No electrolito.

- b) Compuesto insoluble en agua.
- c) Electrolito fuerte.

Respuesta: Electrolito fuerte.

11. Los iones $(\text{ClO}_3)^-$ en disolución acuosa son:

- a) Electrolitos fuertes
- b) Electrolitos débiles
- c) Insolubles

Respuesta: Electrolitos fuertes

12. El acetato de hidrógeno en medio acuoso forma electrolitos:

- a) Fuertes
- b) Débiles
- c) No electrolitos

Respuesta: Débiles

13. ¿Los gases en medio acuoso forman iones?

- a) Si
- b) A veces
- c) No

Respuesta: No

14. Es estado de oxidación del elemento nitrógeno en radical amonio $(\text{NH}_4)^+$ es:

- a) 3-
- b) 3+
- c) 4-

Respuesta: 3-

15. Las sustancias llamadas precipitados son solubles en medio acuoso:

- a) No
- b) Si

c) A veces

Respuesta: No

16. En el compuesto químico NaCl, el anión es el:

- a) Na
- b) Cl
- c) NaCl

Respuesta: Cl

17. El estado de oxidación del Ca en el cloruro de calcio CaCl₂ es:

- a) 2-
- b) 2+
- c) 0

Respuesta: 2+

18. Cuando la sal Na₂SO₄ se disuelve en agua, los iones que se forman son:

- a) 2Na⁺, SO₄⁻
- b) Na²⁺, SO₄⁻
- c) 2Na⁺, SO₄²⁻

Respuesta: 2Na⁺, SO₄²⁻

19. Cuando el sulfato de sodio se disuelve en agua, forman electrolitos fuertes; el estado de oxidación del ion sulfato es:

- a) 1-
- b) 2-
- c) 2+

Respuesta: 2-

20. El estado de oxidación del elemento N en el electrolito Na (NO₃) es:

- a) 3+
- b) 3-

c) 5+

Respuesta: 5+

21. Los cationes son iones de carga:

- a) Negativo
- b) Positivo
- c) Cero

Respuesta: Positivo

22. Los aniones son iones de carga:

- a) negativa
- b) positiva
- c) cero

Respuesta: Negativa

23. La mayoría de los compuestos con enlace covalente o molecular cuando se diluyen en agua forman:

- a) Electrolitos
- b) Electrodo
- c) Electrones

Respuesta: Electrolitos

24. Cuando se disocia en agua el electrolito nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, el catión que forma es:

- a) Mono carga.
- b) Bi carga.
- c) Tri carga.

Respuesta: Bi carga.

25. El alcohol es una sustancia soluble en agua, ya que tiene enlace covalente por tanto _____ forma iones.

- a) No
- b) Si
- c) A veces.

Respuesta: No

26. Las sustancias con enlace covalente tales como la glucosa $C_6H_{12}O_6$ cuando se disuelven en agua _____ forman iones.

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

27. Cuántos ácidos fuertes desde el punto de vista electrolítico se conocen en la naturaleza:

- a) 3
- b) 4
- c) 7

Respuesta: 7

28. El ácido acético es un electrolito:

- a) Fuerte.
- b) Débil.
- c) No electrolito.

Respuesta: Débil.

29. Cuántas bases fuertes desde el punto de vista electrolítico se conocen en la naturaleza:

- a) 7
- b) 8
- c) 6

Respuesta: 8

30. Cuántos elementos del grupo IA forman electrolitos fuertes en medio acuoso:

- a) 5
- b) 4
- c) 6

Respuesta: 6

31. El hidróxido de bario diluido en agua es un electrolito:

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) Insoluble

Respuesta: Fuerte.

32. El hidróxido de potasio diluido en agua es un:

- a) Electrolito débil.
- b) Electrolito fuerte
- c) Insoluble.

Respuesta: Electrolito fuerte

33. Cuántos elementos del grupo IIA forman hidróxidos fuertes desde el punto de vista electrolítico:

- a) 5
- b) 6
- c) 3

Respuesta: 3

34. El ácido clorhídrico HCl diluido en agua, a pesar de poseer enlace covalente, constituye un electrolito:

- a) Fuerte.
- b) Débil.
- c) No electrolito.

Respuesta: Fuerte.

35. La doble flecha que separa los reactantes de los productos en una reacción química significa:

- a) Que no hay reacción.
- b) Que la reacción es exotérmica.
- c) Que hay un equilibrio entre reactantes y productos.

Respuesta: Que hay un equilibrio entre reactantes y productos.

36. El amoníaco, que posee enlace covalente es un:

- a) Electrolito fuerte.
- b) No electrolito.
- c) Electrolito débil.

Respuesta: Electrolito débil.

37. De acuerdo con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, cuando más lejos están forman enlace:

- a) Iónico.
- b) Covalente.
- c) Simple.

Respuesta: Iónico.

38. De acuerdo con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, cuando más cerca están entre sí, forman enlace:

- a) Iónico.
- b) Covalente.
- c) Simple.

Respuesta: Covalente.

39. Se denomina precipitado a un sólido _____ en agua.

- a) Soluble.

- b) Poco soluble.
- c) Insoluble.

Respuesta: Insoluble.

40. El compuesto iónico (NO_3^-) es:

- a) Soluble en agua.
- b) Insoluble en agua.
- c) Poco soluble en agua

Respuesta: Soluble en agua.

41. Todos los iones acetatos son:

- a) Insolubles en agua.
- b) Poco solubles en agua.
- c) Solubles en agua.

Respuesta: Solubles en agua.

42. El compuesto químico BaSO_4 , es _____ en agua.

- a) Poco soluble.
- b) Insoluble.
- c) Soluble.

Respuesta: Insoluble.

43. Los hidróxidos de los metales del grupo IA son:

- a) Solubles
- b) Poco solubles
- c) Insolubles

Respuesta: Solubles

44. El compuesto $\text{Pb}(\text{SO}_4)$ es:

- a) Soluble es agua
- b) Poco soluble en agua

c) Insoluble en agua

Respuesta: Insoluble en agua

45. El compuesto $(\text{NH}_4)^+{}_3(\text{PO}_4)^{3-}$ es:

- a) Soluble en agua
- b) Soluble en agua
- c) Poco soluble en agua

Respuesta: Soluble en agua

46. ¿Cuál de las siguientes reacciones representa un proceso de metátesis o intercambio iónico?

- a) $\text{C} \rightarrow \text{A} + \text{B}$
- b) $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AB} + \text{XY}$
- c) $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AY} + \text{BX}$

Respuesta: $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AY} + \text{BX}$

47. Prediga la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan soluciones de BaCl_2 y K_2SO_4 .

- a) Ba^{2+}
- b) SO_4^{2-}
- c) BaSO_4

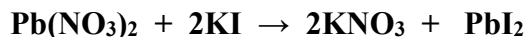
Respuesta: BaSO_4

48. Qué compuesto precipita cuando se mezclan disoluciones de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ con $\text{Li}(\text{OH})$.

- a) SO_4^{2-}
- b) Li_2SO_4
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Respuesta: $\text{Fe}(\text{OH})_3$

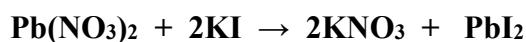
49. Cuál es la ecuación iónica producto de la siguiente reacción en medio acuoso:



- a) $\text{Pb}^{2+} + (\text{NO}_3)^- \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{PbI}_2$
- b) $\text{Pb}^{2+} + 2(\text{NO}_3)^- \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{PbI}_2$
- c) $\text{Pb}^{2+} + 2(\text{NO}_3)^- \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{Pb} + \text{I}_2$.

Respuesta: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{PbI}_2$

50. Cuál es la ecuación iónica neta producto de la siguiente reacción en medio acuoso:



- a) $2\text{Pb}^{2+} + (\text{NO}_3)^- \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{PbI}_2$
- b) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2$
- c) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$

Respuesta: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2$

51. Se denomina iones espectadores, aquellos que:

- a) No constan en la ecuación iónica
- b) Si constan en la ecuación iónica
- c) Sólo constan en la ecuación molecular

Respuesta: No constan en la ecuación iónica

52. Cuál es la ecuación iónica neta para la reacción en medio acuoso entre soluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

- a) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- b) $\text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- c) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

Respuesta: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

53. Cuáles son los iones espectadores fruto de la reacción en medio acuoso entre soluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

- a) Iones Cl^- y Na^+

- b) Iones CO_3^{2-}
- c) Iones Ca^{2+}

Respuesta: Iones Cl^+ y Na^+

54. En la ecuación iónica neta, como producto aparecen solamente los:

- a) Iones que forman compuestos solubles
- b) Iones que forman compuestos insolubles
- c) Iones que no reaccionan

Respuesta: Iones que forman compuestos insolubles

55. Se denomina ácido a una sustancia que en medio acuoso:

- a) Acepta iones H^+
- b) Dona iones OH^-
- c) Proporciona iones H^+

Respuesta: Proporciona iones H^+

56. El HCl en medio acuoso, es un ácido:

- a) Mono prótico
- b) Tri prótico
- c) Poli prótico

Respuesta: Mono prótico

57. El HNO_3 en medio acuoso, es un ácido:

- a) Poli prótico
- b) Mono prótico y fuerte
- c) Poli prótico y fuerte

Respuesta: Mono prótico y fuerte

58. Los ácidos clórico y perclórico, en solución acuosa se los clasifica como:

- a) Poco solubles
- b) Insolubles
- c) Fuertes

Respuesta: Fuertes

59. ¿A cuál de los ácidos alogénicos en solución acuosa, se lo cataloga como débil?:

- a) HCl
- b) HBr
- c) HF

Respuesta: HF

60. ¿A los hidróxidos de los metales del grupo IA, en solución acuosa, se los clasifica como?

- a) Fuertes.
- b) Débiles
- c) Solubles y débiles

Respuesta: Fuertes.

61. El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en solución acuosa, se clasifica como?

- a) Base débil
- b) Base fuerte
- c) Acido fuerte

Respuesta: Base fuerte

62. En una reacción de neutralización en medio acuoso entre el HCl con el NaOH, los productos de formación son:

- a) NaCl
- b) H_2O
- c) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

63. En una reacción de neutralización en medio acuoso entre el HCl con el NaOH, los iones espectadores son:

- a) Cl^-

- b) Na^+
- c) Cl^- y Na^+

Respuesta: Cl^- y Na^+

64. En una reacción de neutralización en medio acuoso entre el HCl con el NaOH, la ecuación iónica neta es:

- a) $\text{HCl} + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Cl}^- + \text{Na}^+ \rightarrow \text{NaCl}$

Respuesta: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

65. Selecciones de entre las opciones, la sal que se forma cuando reacciona en medio acuoso HCl con NaOH.

- a) LiCl
- b) NaCl
- c) ClNa

Respuesta: NaCl

66. ¿Cuál es la ecuación iónica neta, producto de la reacción entre un ácido fuerte con una base fuerte en medio acuoso?

- a) $\text{Cl} + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$
- b) $2\text{Cl} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl}$
- c) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Respuesta: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

67. Seleccione la sal que se forma cuando en medio acuoso reacciona el hidróxido de magnesio con HCl:

- a) MgCl_2
- b) Cl_2Mg
- c) MgBr_2

Respuesta: MgCl_2

68. Cuando reacciona en medio acuoso el HCl con Na₂S, se forma un gas bastante tóxico, ¿a cuál de los compuestos corresponde?

- a) Cl₂
- b) H₂S
- c) H₂

Respuesta: H₂S

69. Cuando un metal reacciona con un ácido fuerte, tal como el HNO₃, en medio acuoso, se forma un gas; ¿cuál es este gas explosivo?

- a) N₂
- b) O₂
- c) H₂

Respuesta: H₂

70. En una reacción en la que tenemos un proceso de óxido – reducción, también denominada redox _____ hay cambios de estado de oxidación de las sustancias que participan en ella.

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

71. Cuando un elemento se oxida, éste gana cargas positivas, por consiguiente, su número de electrones:

- a) Permanece igual.
- b) Disminuye.
- c) Aumenta

Respuesta: Disminuye.

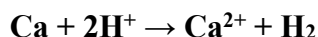
72. Cuando un elemento se reduce, éste gana cargas negativas, por consiguiente, su número de electrones:

- a) Permanece igual

- b) Disminuye
- c) Aumenta

Respuesta: Aumenta

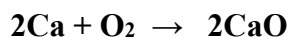
73. En la siguiente reacción en medio acuoso ¿cuál es el elemento que se oxida?



- a) Ca
- b) H
- c) Ca, H

Respuesta: Ca

74. En el siguiente proceso en condiciones atmosféricas, ¿cuál es el elemento o elementos que se reducen?



- a) Ca
- b) O₂
- c) Ca, O₂

Respuesta: O₂

75. Seleccione el estado de oxidación del elemento S en el ion: (SO₃)²⁻

- a) 6+
- b) 4+
- c) 0

Respuesta: 4+

76. Seleccione el estado de oxidación del elemento oxígeno en el siguiente compuesto: (NaHCO₃)

- a) 1+
- b) 2+
- c) 2-

Respuesta: 2-

77. ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento Cr en el compuesto: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

- a) 2^+
- b) 6^-
- c) 6^+

Respuesta: 6^+

78. ¿Cuál es la sal que se forma cuando el Al reacciona con el ácido bromhídrico acuoso?

- a) AlCl_3
- b) AlBr_3
- c) Br_3Al

Respuesta: AlBr_3

79. La molaridad M, es una unidad de concentración de soluciones químicas que se define como:

- a) # de moles de soluto dividido entre el volumen en mililitros.
- b) # de moles de soluto dividido entre el volumen en litros
- c) # de moles de soluto dividido entre el peso en kg

Respuesta: # de moles de soluto dividido entre el volumen en litros

80. El número de moles de una sustancia se calcula dividiendo la masa entre:

- a) El peso molecular del oxígeno
- b) El peso molecular del hidrógeno.
- c) El peso molecular de la misma sustancia.

Respuesta: El peso molecular de la misma sustancia.

81. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 23.4 g de Na_2SO_4 , en suficiente agua para formar 125 ml de disolución? El peso molecular de la sal es 142 g/mol

- a) 1.32
- b) 2.64
- c) 1.65

Respuesta: 1.32

82. ¿Cuál es la molaridad final, si se mezclan 100 ml de HCl de concentración 0,25M con 500 ml también de HCl de concentración 1,50M?

- a) 0,87
- b) 1,27
- c) 0,127

Respuesta: 1,27

83. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 5 g de glucosa $C_6H_{12}O_6$, en suficiente agua para formar 100 ml de disolución? El peso molecular de la glucosa es 180 g/mol

- a) 2.78
- b) 0.28
- c) 27.8

Respuesta: 0.28

84. ¿Qué concentración molar tiene cada uno de los iones presentes en una disolución acuosa 0,025 M de NaCl?

- a) 0,025 M para el Na y 0,050 M para el Cl.
- b) 0,050 M para el Na y 0,025 M para el Cl.
- c) 0,025 M para el Na y el Cl.

Respuesta: 0.025 M para el Na y el Cl.

85. ¿Qué concentración molar tiene cada uno de los iones presentes en una disolución acuosa 0,5 M de $CaCl_2$?

- a) 0.5 M para el Ca y el Cl
- b) 0.5 M para el Ca y 1.0 M para el Cl
- c) 1.0 M para el Ca y 0.5 M para el Cl.

Respuesta: 0.5 M para el Ca y 1.0 M para el Cl

86. ¿Qué concentración molar tienen los iones K^+ en una disolución 0,015 M de K_2CO_3 ?

- a) 0.030
- b) 0.015
- c) 0.060

Respuesta: 0.030

87. ¿Qué concentración molar tienen los iones bromuro en una disolución 1,0 M de $AlBr_3$?

- a) 1.0
- b) 3.0
- c) 4.5

Respuesta: 3.0

88. Cuántos gramos de nitrato de sodio $Na(NO_3)$ se necesitan para preparar 1 litro de disolución de esta sustancia de concentración 1.00 M:

- a) 85.00 g
- b) 8.50 g
- c) 0.85 g

Respuesta: 85.00 g

89. Cuando se realiza dilución de soluciones químicas, para obtener soluciones diluidas; permanece constante:

- a) La molaridad.
- b) El título de la solución.
- c) El número de moles de soluto.

Respuesta: El número de moles de soluto.

90. ¿Cuántos mililitros de H_2SO_4 3.0 M se requiere para preparar 450 ml de ácido 0.10 M?

- a) 15.0
- b) 3.0

c) 30.0

Respuesta: 15.0

91. ¿Cuál de las siguientes sustancias es un electrolito fuerte en medio acuoso?

- a) NaCl (cloruro de sodio)
- b) C₆H₁₂O₆ (glucosa)
- c) K₂SO₄ (sulfato de potasio)

Respuesta: NaCl y K₂SO₄

92. ¿El ácido acético CH₃COOH en disolución acuosa, es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil.
- c) No electrolito

Respuesta: Débil

93. ¿El ácido Clorhídrico HCl en disolución acuosa, es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Fuerte

94. ¿El hidróxido de sodio Na(OH), es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Fuerte

95. ¿El ácido carbónico H₂CO₃ en disolución acuosa es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil.
- c) No electrolito

Respuesta: Débil

96. ¿El hidróxido de magnesio Mg (OH)₂ en disolución acuosa, es un electrolito?

- a) Fuerte

- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Débil

97. ¿El ácido orto fosfórico H_3PO_4 en disolución acuosa, es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Débil

98. ¿La sal conocida como Carbonato de potasio $\text{K}_2(\text{CO}_3)$, es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil.
- c) No electrolito

Respuesta: Fuerte

99. ¿La sal conocida como nitrato de plata $\text{Ag}(\text{NO}_3)$ en disolución acuosa, es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Fuerte

100. La sustancia conocida como hidróxido férrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$, en disolución acuosa, ¿es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito.

Respuesta: Débil

101. ¿La sal conocida como carbonato de calcio $\text{Ca}(\text{CO}_3)$, es soluble en agua?

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: A veces

102. Cuál de las siguientes sales es soluble en medio acuoso:

- a) MgCl_2
- b) KI
- c) $\text{K}_2(\text{SO}_4)$

Respuesta: MgCl_2 , KI y $\text{K}_2(\text{SO}_4)$

103. ¿La sal conocida como clorato de amonio $\text{NH}_4(\text{ClO}_4)$, es un electrolito?

- a) Fuerte
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: Fuerte

104. La sal conocida como ortofosfato de aluminio $\text{Al}(\text{PO}_4)$, en medio acuoso es un electrolito?

- a) Fuerte.
- b) Débil
- c) No electrolito

Respuesta: No electrolito

105. ¿El etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2(\text{OH})$, en medio acuoso, conduce la electricidad?

- a) Si.
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

106. ¿La glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se solubiliza en medio acuoso?

- a) No.
- b) Si.
- c) Parcialmente.

Respuesta:: Si

107. ¿El aceite de coco, diluido en medio acuoso, conduce la electricidad?

- a) Si.
- b) No.
- c) A veces.

Respuesta: No

108. ¿la sal conocida como sulfato de plomo II $\text{Pb}(\text{SO}_4)$, en medio acuoso, es soluble en soluble?

- a) Si.
- b) No.
- c) Parcialmente

Respuesta: Parcialmente

109. El hidróxido crómico $\text{Cr}(\text{OH})_3$, es o no soluble en medio acuoso?

- a) Si.
- b) No.
- c) Parcialmente.

Respuesta: No

110. ¿La sal conocida como fosfato de litio $\text{Li}_3(\text{PO}_4)$ en medio acuoso, es soluble?

- a) Si
- b) No
- c) Parcialmente

Respuesta: Parcialmente

111. ¿Cuál es la ecuación correcta de disociación del acetato de sodio CH_3COONa en medio acuoso?

- a) $\text{CH}_3\text{COONa}_{\text{ac}} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}_{\text{ac}} + \text{Na}_{(\text{ac})}$
- b) $\text{CH}_3\text{COONa}_{\text{ac}} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}_{\text{ac}} + \text{Na}_{(\text{s})}$
- c) $\text{CH}_3\text{COONa}_{\text{ac}} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}_{\text{ac}} + \text{Na}_{(\text{ac})}$

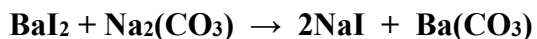
Respuesta: $\text{CH}_3\text{COONa}_{\text{ac}} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}_{\text{ac}} + \text{Na}_{(\text{ac})}$

112. ¿Cuál es el ejemplo correcto de una reacción de metátesis, transposición o intercambio de pareja?

- a) $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AY} + \text{BX}$
- b) $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AB} + \text{XY}$
- c) $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{BA} + \text{YX}$

Respuesta: $\text{AX} + \text{BY} \rightarrow \text{AY} + \text{BX}$

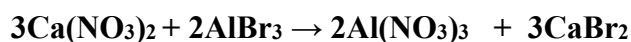
113. Prediga la identidad del precipitado cuando reaccionan disoluciones acuosas de yoduro de bario con carbonato de sodio.



- a) NaI
- b) $\text{Ba}(\text{CO}_3)$
- c) NaI y $\text{Ba}(\text{CO}_3)$

Respuesta: $\text{Ba}(\text{CO}_3)$

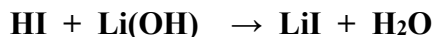
114. ¿Qué compuesto precipita cuando reaccionan disoluciones acuosas de nitrato de calcio con bromuro de aluminio?



- a) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- b) CaBr_2
- c) Ningún compuesto precipita

Respuesta: Ningún compuesto precipita

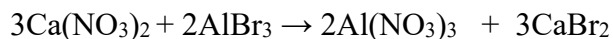
115. Seleccione la ecuación iónica neta para la reacción en medio acuoso entre ácido yodhídrico con hidróxido de litio.



- a) $\text{H}_{\text{ac}} + (\text{OH})_{\text{ac}} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{\text{ac}}$
- b) $\text{H}_{\text{ac}} + (\text{OH})_{\text{ac}} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- c) $\text{Li}_{\text{ac}} + \text{I}_{\text{ac}} \rightarrow \text{LiI}_{\text{ac}}$

Respuesta: $\text{H}_{\text{ac}} + (\text{OH})_{\text{ac}} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

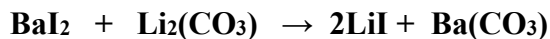
116. Seleccione los iones espectadores en la reacción de disoluciones acuosas de nitrato de calcio con bromuro de aluminio.



- a) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- b) CaBr_2
- c) CaBr_2 y $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Respuesta: CaBr_2 y $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

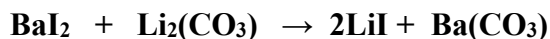
117. Seleccione la ecuación iónica neta para la reacción entre disoluciones acuosas de Cloruro de bario con Carbonato de litio.



- a) $\text{Ba}_{(\text{ac})} + (\text{CO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Ba}(\text{CO}_3)_{(\text{s})}$
- b) $\text{Ba}_{(\text{ac})} + (\text{CO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Ba}(\text{CO}_3)_{(\text{ac})}$
- c) $\text{Ba}_{(\text{ac})} + (\text{CO}_3)_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ba}(\text{CO}_3)_{(\text{ac})}$

Respuesta: $\text{Ba}_{(\text{ac})} + (\text{CO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Ba}(\text{CO}_3)_{(\text{s})}$

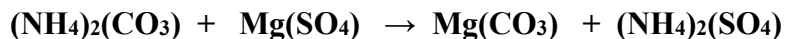
118. En la reacción en medio acuoso entre ioduro de bario con carbonato de litio, cuáles son los iones espectadores:



- a) Li^+ y I^-
- b) $\text{Ba}(\text{CO}_3)$
- c) $\text{Ba}(\text{CO}_3)$ y LiI

Respuesta: Li^+ y I^-

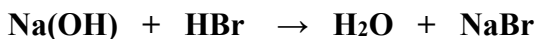
119. Escriba la ecuación iónica neta balanceada para la reacción en medio acuoso entre carbonato de amonio con sulfato de magnesio.



- a) $(\text{CO}_3)_{\text{ac}} + \text{Mg}_{\text{ac}} \rightarrow \text{Mg}(\text{CO}_3)_{(\text{ac})}$
- b) $(\text{CO}_3)_{\text{ac}} + \text{Mg}_{\text{ac}} \rightarrow \text{Mg}(\text{CO}_3)_{(\text{s})}$
- c) $(\text{CO}_3)_{(\text{s})} + \text{Mg}_{\text{ac}} \rightarrow \text{Mg}(\text{CO}_3)_{(\text{ac})}$

Respuesta: $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{MgCO}_3(\text{s})$

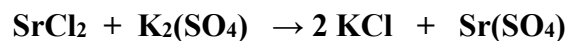
120. ¿Cuál es el precipitado, cuando reaccionan disoluciones acuosas de hidróxido de sodio con ácido bromhídrico?



- a) H_2O
- b) NaBr
- c) No existe ningún precipitado

Respuesta: No existe ningún precipitado

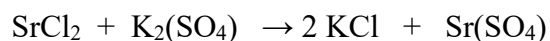
121. ¿Cuál es el precipitado cuando reaccionan en medio acuoso el cloruro de estroncio con Sulfato de potasio?



- a) $\text{Sr}(\text{SO}_4)$
- b) KCl
- c) KCl y $\text{Sr}(\text{SO}_4)$

Respuesta: SrSO_4

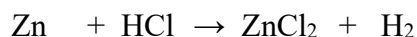
122. ¿Cuáles son los iones espectadores cuando reaccionan en medio acuoso el cloruro de estroncio con Sulfato de potasio?



- a) K^+
- b) I^-
- c) KI

Respuesta: K^+

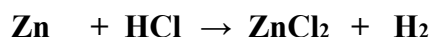
123. En la reacción entre Zn metálico con ácido clorhídrico en medio acuoso, cuáles son los iones espectadores:



- a) Zn^{2+}
- b) 2Cl^-
- c) ZnCl_2

Respuesta: 2Cl^-

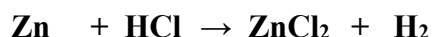
124. En la reacción entre Zn metálico con ácido clorhídrico en medio acuoso, cual elemento se oxida:



- a) Zn
- b) H
- c) I

Respuesta: Zn

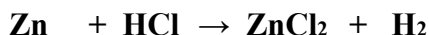
125. En la reacción entre Zn metálico con ácido clorhídrico en medio acuoso, cual elemento se reduce:



- a) I
- b) Zn
- c) H

Respuesta: H

126. En la reacción entre Zn metálico con ácido clorhídrico en medio acuoso, cual elemento no cambia su estado de oxidación:



- a) Zn
- b) Cl
- c) H

Respuesta: Cl

127. ¿La sal conocida como clorato de sodio $\text{Na}(\text{ClO}_3)$, es o no soluble en medio acuoso?

- a) Si
- b) No
- c) Temporalmente

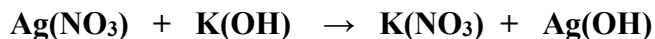
Respuesta: Si

128. ¿Cuál es la reacción correcta de disociación de la sal conocida como perclorato de potasio en medio acuoso?

- a) $\text{K}(\text{ClO}_4)_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(ac)} \rightarrow \text{K}_{(ac)} + (\text{ClO}_4)_{(ac)}$
- b) $\text{K}(\text{ClO}_4)_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{K}_{(ac)} + (\text{ClO}_4)_{(ac)}$
- c) $\text{K}(\text{ClO}_4)_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{K}_{(ac)} + (\text{ClO}_4)_{(ac)}$

Respuesta: $\text{KClO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{K}^+(ac) + \text{ClO}_4^-(ac)$

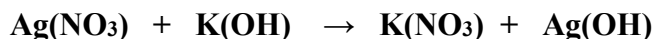
129. ¿Cuáles son los iones espectadores para la reacción en medio acuoso entre nitrato de plata con hidróxido de potasio?



- a) K^+
- b) $(\text{NO}_3)^-$
- c) K^+ y $(\text{NO}_3)^-$

Respuesta: K^+ y $(\text{NO}_3)^-$

130. ¿Cuál es el precipitado, para la reacción en medio acuoso entre nitrato de plata con hidróxido de potasio?

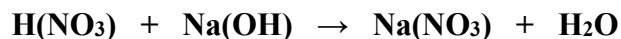


- a) $\text{K}(\text{NO}_3)$
- b) $\text{Ag}(\text{OH})$

c) $\text{Ag}(\text{OH})$ y $\text{K}(\text{NO}_3)$

Respuesta: $\text{Ag}(\text{OH})$

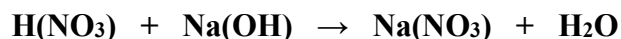
131. ¿Cuáles son los iones espectadores para la reacción en medio acuoso entre ácido nítrico con hidróxido de sodio?



- a) $(\text{NO}_3)^-$
- b) Na^+
- c) $(\text{NO}_3)^-$ y Na^+

Respuesta: $(\text{NO}_3)^-$ y Na^+

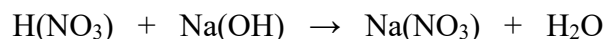
132. ¿Cuál es la ecuación iónica neta para la reacción en medio acuoso entre ácido nítrico con hidróxido de sodio?



- a) $\text{H}^+ + (\text{OH})^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) $\text{H}^+ + (\text{OH})^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(ac)}$
- c) $\text{H}^+ + (\text{OH})^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(s)}$

Respuesta: $\text{H}^+ + (\text{OH})^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

133. ¿Para la reacción en medio acuoso entre ácido nítrico con hidróxido de sodio, hay cambios en los estados de oxidación de algún elemento?



- a) Si
- b) No
- c) A veces

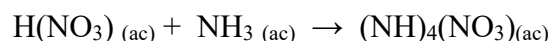
Respuesta: No

134. Seleccione la reacción correcta entre ácido nítrico con amoníaco en disolución acuosa:

- a) $\text{H}(\text{NO}_3)_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)} \rightarrow (\text{NH})_4(\text{NO}_3)_{(s)}$
- b) $\text{H}(\text{NO}_3) + \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH})_4(\text{NO}_3)_{(s)}$
- c) $\text{H}(\text{NO}_3)_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)} \rightarrow (\text{NH})_4(\text{NO}_3)_{(ac)}$

Respuesta: $\text{H}(\text{NO}_3)_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)} \rightarrow (\text{NH})_4(\text{NO}_3)_{(ac)}$

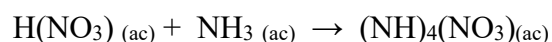
135. En la reacción química entre amoníaco con ácido nítrico en medio acuoso, ¿cuál es el estado de oxidación del nitrógeno en le radical amonio?



- a) 3+
- b) 3-
- c) 5+

Respuesta: 3-

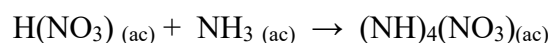
136. En la reacción química entre amoníaco con ácido nítrico en medio acuoso, ¿cuál es el estado de oxidación del nitrógeno en le radical nitrato?



- a) 3-
- b) 3+
- c) 5+

Respuesta: 5+

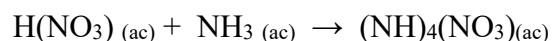
137. En la reacción química entre amoníaco con ácido nítrico en medio acuoso, ¿el compuesto amoníaco actúa como ácido o base?



- a) Ácido
- b) Base
- c) Ácido – base

Respuesta: Base

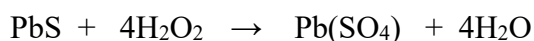
138. En la reacción química entre amoníaco con ácido nítrico en medio acuoso, ¿el compuesto ácido nítrico acepta o dona protones?



- a) Dona un protón
- b) Cede un protón
- c) Cede y dona un protón

Respuesta:: Dona un protón

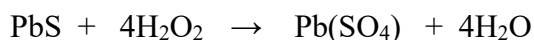
139. ¿Cuál elemento se oxida en la reacción química entre sulfuro plumboso con agua oxigenada?



- a) S
- b) H
- c) Pb

Respuesta: S

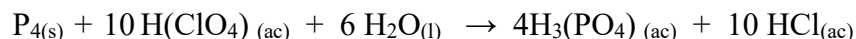
140. ¿Cuál es la sustancia que actúa como oxidante en la reacción química entre sulfuro plumboso con agua oxigenada?



- a) PbS
- b) H₂O₂
- c) Ninguno de los anteriores

Respuesta: H₂O₂

141. En la reacción entre fósforo blanco con ácido perclórico en medio acuoso, se forma ácido perclórico más ácido clorhídrico:

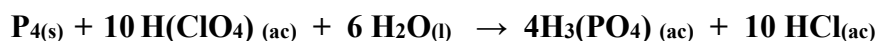


¿Cuál elemento se oxida?

- a) P
- b) H
- c) Cl

Respuesta: P

142. En la reacción entre fósforo blanco con ácido perclórico en medio acuoso, se forma ácido perclórico más ácido clorhídrico:

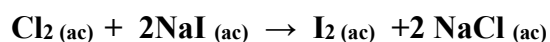


¿Cuál elemento se reduce?

- a) P
- b) H
- c) Cl

Respuesta: Cl

143. En la reacción química entre cloro molecular con yoduro de sodio en medio acuoso:



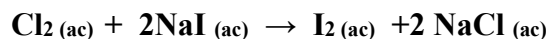
¿Cuál elemento se oxida?

- a) Cl

- b) I
- c) Na

Respuesta: I

144. En la reacción química entre cloro molecular con ioduro de sodio en medio acuoso:

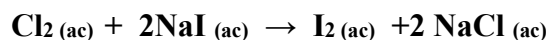


¿Cuál elemento no cambia su estado de oxidación?

- a) Cl
- b) I
- c) Na

Respuesta: Na

145. En la reacción química entre cloro molecular con ioduro de sodio en medio acuoso:



¿Cuál elemento actúa como oxidante?

- a) Cl
- b) I
- c) Na

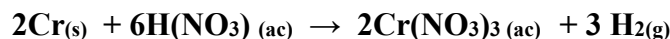
Respuesta: Cl

146. Seleccione la reacción química correcta entre cromo metálico con ácido nítrico:

- a) $\text{Cr}_{(\text{s})} + 2\text{H}(\text{NO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
- b) $2\text{Cr}_{(\text{s})} + 6\text{H}(\text{NO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{NO}_3)_{3(\text{ac})} + 3\text{H}_{2(\text{g})}$
- c) $\text{Cr}_{(\text{ac})} + 2\text{H}(\text{NO}_3)_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$

Respuesta: $2\text{Cr}_{(\text{s})} + 6\text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Cr}(\text{NO}_3)_{3(\text{ac})} + 3\text{H}_{2(\text{g})}$

147. En la siguiente reacción química:

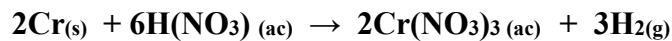


¿Cuál es el ion espectador?

- a) $\text{Cr}_{(\text{s})}$
- b) H^+
- c) $(\text{NO}_3)^-$

Respuesta:: $(\text{NO}_3)^-$

148. En la siguiente reacción química:

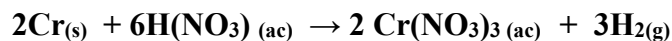


¿Cuál es el ion que actúa como oxidante?

- a) Cr^{3+}
- b) H^+
- c) $(\text{NO}_3)^-$

Respuesta: H^+

149. En la siguiente reacción química:



El elemento cromo pasa de estado de oxidación cero a:

- a) 3+
- b) 2+
- c) 6+

Respuesta: 3+

150. ¿Cuáles son los requisitos que debe reunir un ion para ser denominado espectador?

- a) Misma proporción y estado físico
- b) Misma proporción y estado de oxidación.
- c) Misma proporción, mismo estado físico y mismo estado de oxidación.

Respuesta: Misma proporción, mismo estado de oxidación

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Molaridad (M)	$M = n_{\text{solute}} / V_{\text{disolución (L)}}$	mol/L
Número de moles	$n = m / PM$	mol
Masa de soluto	$m = n \times PM$	g
Dilución de soluciones	$M1 \times V1 = M2 \times V2$	M: mol/L, V: L o ml
Reacción ácido-base (neutralización)	$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$	mol

151. Problema: Calcular la molaridad de una disolución que contiene 20 g de NaCl en 500 ml de disolución.

Respuesta: 0,684 M

Solución:

Paso 1: Calcular los moles.

$PM \text{ NaCl} = 58.44 \text{ g/mol} \rightarrow n = 20 \text{ g} / 58.44 \text{ g/mol} = 0.342 \text{ mol}$

Paso 2: Calcular Molaridad.

$M = 0.342 \text{ mol} / 0.5 \text{ L} = 0.684 \text{ M}$

152. Problema: ¿Cuántos gramos de KNO_3 se necesitan para preparar 250 ml de una disolución 0.5 M?

Respuesta: 12,64 g

Solución:

Paso 1: Calcular moles.

$n = 0.5 \text{ M} \times 0.25 \text{ L} = 0.125 \text{ mol}$

Paso 2: Calcular masa.

$PM \text{ KNO}_3 = 101.1 \text{ g/mol} \rightarrow m = 0.125 \text{ mol} \times 101.1 \text{ g/mol} = 12.64 \text{ g}$

153. Problema: ¿Qué volumen de HCl 6 M se necesita para preparar 500 ml de HCl 1.5 M?

Respuesta: 125 ml

Solución:

$$V_1 = (1.5 \text{ M} \times 0.5 \text{ L}) / 6 \text{ M} = 0.125 \text{ L} = 125 \text{ ml}$$

154. Problema: Calcular los moles de soluto presentes en 100 ml de una disolución de NaOH 2 M.

Respuesta: 0,2 mol

Solución:

$$n = 2 \text{ M} \times 0.1 \text{ L} = 0.2 \text{ mol}$$

155. Problema: ¿Cuántos gramos de CaCl_2 se disuelven en 350 ml de una disolución 0,25 M?

Respuesta: 9.71 g

Solución:

$$n = 0.25 \text{ M} \times 0.35 \text{ L} = 0.0875 \text{ mol}$$

$$\text{PM } \text{CaCl}_2 = 110.98 \text{ g/mol} \rightarrow m = 0.0875 \text{ mol} \times 110.98 \text{ g/mol} = 9.71 \text{ g}$$

156. Problema: ¿Qué volumen de NaOH 0,5 M se necesita para neutralizar 100 ml de HCl 1 M?

Respuesta: 200 ml

Solución:

$$V_b = (1 \text{ M} \times 0.1 \text{ L}) / 0.5 \text{ M} = 0.2 \text{ L} = 200 \text{ ml}$$

157. Problema: ¿Cuál es la concentración final al mezclar 200 ml de KCl 1 M con 300 ml de KCl 0,5 M?

Respuesta: 0.7 M

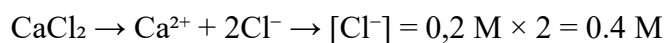
Solución:

$$M_f = (1 \text{ M} \times 0.2 \text{ L} + 0.5 \text{ M} \times 0.3 \text{ L}) / 0.5 \text{ L} = (0.2 + 0.15) / 0.5 = 0.7 \text{ M}$$

158. Problema: Calcular la concentración de iones Cl^- en una disolución 0,2 M de CaCl_2 .

Respuesta: 0.4 M

Solución:



159. Problema: ¿Qué volumen de solución de H_2SO_4 2 M se necesita para obtener 0.1 mol de H_2SO_4 ?

Respuesta: 50 ml

Solución:

$$V = 0.1 \text{ mol} / 2 \text{ M} = 0.05 \text{ L} = 50 \text{ ml}$$

160. Problema: ¿Cuántos gramos de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se disuelven para preparar 250 ml de una disolución 0.1 M?

Respuesta: 4,5 g

Solución:

$$n = 0.1 \text{ M} \times 0.25 \text{ L} = 0.025 \text{ mol}$$

$$\text{PM glucosa} = 180.16 \text{ g/mol} \rightarrow m = 0.025 \text{ mol} \times 180.16 \text{ g/mol} = 4.5 \text{ g}$$

Capítulo VI. Radiación Electromagnética y Estructura Atómica

La radiación electromagnética es un fenómeno fundamental para comprender la naturaleza física y química del universo. Presente en todos los aspectos de nuestra vida cotidiana, abarca desde las ondas de radio que usamos para comunicarnos, hasta los rayos X empleados en diagnóstico médico y los rayos gamma que surgen en procesos nucleares. La importancia de este fenómeno no se limita a su presencia, sino a su papel crucial en el desarrollo del conocimiento científico, particularmente en el estudio de la estructura atómica.

Históricamente, el análisis de los espectros atómicos y el descubrimiento del efecto fotoeléctrico permitieron cuestionar los modelos clásicos del átomo y dieron paso a la revolución cuántica. Albert Einstein, al explicar el efecto fotoeléctrico, mostró que la luz no solo se comporta como una onda, sino también como un conjunto de partículas llamadas fotones, portadoras de energía. Este avance permitió entender cómo los electrones interactúan con la energía luminosa y cómo estos cambios de energía se reflejan en los espectros atómicos observables.

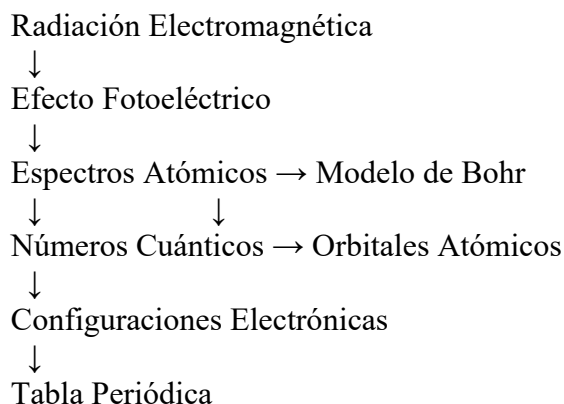
El modelo de Niels Bohr introdujo la idea de niveles de energía cuantizados, en los que los electrones orbitan el núcleo en trayectorias específicas sin emitir energía, y solo al saltar de un nivel a otro emiten o absorben radiación. Este modelo, si bien simplificado, abrió la puerta al desarrollo posterior de la mecánica cuántica, que describe con precisión el comportamiento electrónico usando números cuánticos, orbitales atómicos y configuraciones electrónicas.

Comprender estos conceptos no es solo relevante en la teoría, sino también en la práctica. Los números cuánticos permiten predecir propiedades químicas, la organización de la tabla periódica y la reactividad de los elementos. Así, este capítulo proporciona las herramientas necesarias para relacionar la física de las radiaciones con la química de los elementos, ofreciendo un puente entre el mundo macroscópico y el mundo submicroscópico. Al final del capítulo, serás capaz de interpretar fenómenos como la emisión de luz en una lámpara LED, el funcionamiento de un horno microondas o la razón por la que ciertos elementos presentan colores característicos en pruebas de flama.

Objetivos del capítulo

- Comprender la naturaleza y características de la radiación electromagnética.
- Analizar el efecto fotoeléctrico y su impacto en el desarrollo de la teoría cuántica.
- Interpretar los espectros atómicos y aplicar el modelo de Bohr.
- Identificar los números cuánticos y su relación con los orbitales y la tabla periódica.

Esquema conceptual



Preguntas de reflexión inicial

- ¿Cómo influye la radiación electromagnética en nuestra vida diaria?
- ¿Qué importancia tuvo el efecto fotoeléctrico en el avance de la física moderna?
- ¿Cómo ayudan los números cuánticos a explicar las propiedades de los elementos?

Conexión con la vida real o profesional

La radiación electromagnética está presente en múltiples áreas: comunicaciones (radio, televisión, telefonía), medicina (rayos X, resonancias magnéticas), energía (paneles solares), e incluso en actividades cotidianas como usar microondas o dispositivos electrónicos. Comprenderla permite aplicar principios científicos a soluciones innovadoras en diversas profesiones.

Glosario de términos clave

Radiación electromagnética: Forma de energía que viaja en ondas a través del espacio.

Efecto fotoeléctrico: Liberación de electrones cuando la luz incide sobre un material.

Espectro atómico: Conjunto de líneas luminosas que indican transiciones electrónicas en un átomo.

Números cuánticos: Conjunto de valores que describen los estados permitidos de los electrones.

Orbital atómico: Región donde existe alta probabilidad de encontrar un electrón.

Referencias

Chang, R. (2010). Química. McGraw-Hill.

Zumdahl, S. S. (2013). Química General. Cengage Learning.

Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., Bissonnette, C. (2017). Química General. Pearson.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. La radiación electromagnética, transporta energía a través del espacio en forma de _____.

- a) Ondas.
- b) Corpúsculos de luz.
- c) Haces de luz.

Respuesta: Ondas.

2. Para calcular la energía de una onda electromagnética, se usa la ecuación:

- a) $E = mc^2$
- b) $E = \frac{1}{2} mc^2$
- c) $E = (hc/\lambda)$

Respuesta: $E = (hc/\lambda)$

3. En base a la ecuación de Max Planck para calcular la energía de una onda electromagnética $E=hc/\lambda$, cuál es la variable:

- a) h
- b) c
- c) λ

Respuesta: λ

4. Todos los elementos de las series de Lantánidos y Actínidos son metales:

- a) La mayoría.
- b) Si
- c) No

Respuesta: Si

5. Cuántos subgrupos VIIIB existen en la tabla periódica:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 3

6. En qué se diferencian el orbital “1s” del orbital “2s”:

- a) En la forma geométrica.
- b) En el tamaño
- c) En el color.

Respuesta: En el tamaño

7.Cuál es la equivalencia de unidades de energía calorías a Joules:

- a) 1 cal= 4.184J
- b) 1 cal= 0.414J
- c) 1 cal=484.00J

Respuesta: 1 cal= 4.184J

8. A qué se denomina luz monocromática:

- a) Aquella que produce luz con una sola longitud de onda.
- b) Aquella de produce luz con 2 longitudes de onda.
- c) Aquella que produce luz con 3 longitudes de onda.

Respuesta: Aquella que produce luz con una sola longitud de onda.

9. Qué onda del espectro electromagnético tiene mayor frecuencia, los rayos X o los rayos γ :

- a) RX
- b) $R\gamma$
- c) Son iguales.

Respuesta: $R\gamma$

10. Dentro del rango de la radiación visible del espectro electromagnético, en qué lugar está el color azul:

- a) Derecha.
- b) Centro.
- c) Izquierda.

Respuesta: Izquierda.

11. Qué fracción de la radiación UV del espectro electromagnético es útil para la vida de los seres humanos, para la síntesis de la vitamina D:

- a) UV cercano.
- b) UV medio.
- c) UV lejano.

Respuesta: UV cercano.

12. Qué relación hay entre la frecuencia de una onda y su energía, según la ecuación de Ma Planck:

- a) Inversamente proporcional
- b) Directamente proporcional
- c) Con el cuadrado.

Respuesta: Directamente proporcional

13. Qué relación hay entre la velocidad de la luz “c” y la longitud de onda “ λ ” para una onda electromagnética:

- a) Directamente proporcional.
- b) Con el cuadrado.
- c) Inversamente proporcional.

Respuesta: Inversamente proporcional.

14. Mayor longitud de onda tienen las ondas _____ del espectro electromagnético:

- a) Visible
- b) Radio y TV.
- c) X

Respuesta: Radio y TV.

15. En base al espectro electromagnético, cómo varía la longitud de onda:

- a) Aumenta de izquierda a derecha.
- b) Aumenta de derecha a izquierda.
- c) Permanece constante en cualquier dirección.

Respuesta: Aumenta de derecha a izquierda.

16. De qué parte del átomo se emiten los rayos x:

- a) Del núcleo
- b) De la nube
- c) Del exterior de átomo.

Respuesta: De la nube

17. En base al espectro electromagnético, cómo es la variación de la frecuencia:

- a) Aumenta de derecha a izquierda.
- b) Aumenta de izquierda a derecha.
- c) Permanece constante.

Respuesta: Aumenta de derecha a izquierda.

18. Donde se originan los rayos gama:

- a) En el núcleo del átomo.
- b) En la nube electrónica.
- c) En ambas partes del átomo.

Respuesta: En el núcleo del átomo.

19. Calcular la longitud de onda “ λ ” de Radio Ambato que tiene una frecuencia de 930 KHz.

- a) 322.00
- b) 32.20 m
- c) 3.22 m

Respuesta: 322.00 m

20. Calcular la energía de radio Ambato que tiene una frecuencia de 930 KHz.

- a) 6.16 J
- b) $6.16 \times 10^{-28} \text{J}$
- c) $6.16 \times 10^{28} \text{J}$

Respuesta: $6.16 \times 10^{-28} \text{J}$

21. Calcular la energía de radio Super estéreo que tiene una frecuencia de 93,30 FM.

- a) $8.17 \times 10^{-26} \text{ J}$
- b) $8.17 \times 10^{26} \text{ J}$
- c) 8.17 J

Respuesta: $8.17 \times 10^{-26} \text{ J}$

22. En base a la frecuencia de las señales de radio AM y FM, cuál tiene la mayor longitud de onda:

- a) FM
- b) AM
- c) Las dos son iguales

Respuesta: AM

23. Qué señal de radio tiene mayor alcance:

- a) AM
- b) FM
- c) Son iguales.

Respuesta: AM

24. Qué señal de radio tiene mayor fidelidad:

- a) AM
- b) FM
- c) Son iguales.

Respuesta: FM

25. En base a la frecuencia de las señales de radio AM y FM, cuál contiene más energía:

- a) FM
- b) AM
- c) Las dos son iguales.

Respuesta: FM

26. El efecto fotoeléctrico, es el proceso de separación de electrones cuando sobre un metal _____:

- a) Incide electricidad.
- b) Se aplica calor.
- c) Se aplica luz.

Respuesta: Se aplica luz.

27. En el modelo atómico de Niels Bohr, los electrones describen órbitas _____ en torno al núcleo del átomo.

- a) Elípticas.
- b) Circulares.
- c) Desconocidas.

Respuesta: Circulares.

28. Los modelos atómicos tradicionales, ubican a los electrones en capas; en tanto que los modelos actuales lo hacen en base al número cuántico principal definido por la letra “n”. ¿Según esto, la capa K corresponde a $n = ?$

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 1

29. El principio de incertidumbre de Heisenberg establece que para una partícula relativística es imposible predecir simultáneamente, tanto la posición como:

- a) Su velocidad.
- b) Su masa.
- c) Su momento.

Respuesta: Su momento.

30.Cuál de los números cuánticos representa el período de la tabla periódica actual:

- a) n
- b) l
- c) m_l

d) m_s

Respuesta: n

31. A cuál de los números cuánticos se le denomina subsidiario o azimutal.

- a) n
- b) l
- c) m_l
- d) m_s

Respuesta: l

32. Según la mecánica cuántica, se establece un número cuántico principal “n”, que sirve para definir:

- a) La forma geométrica del orbital.
- b) El nivel de energía principal.
- c) El número de spin.

Respuesta: El nivel de energía principal.

33. El segundo número cuántico “l” se utiliza para describir:

- a) La forma geométrica del orbital.
- b) El nivel de energía principal.
- c) El sentido de giro del electrón.

Respuesta: La forma geométrica del orbital.

34. Los valores permitidos para “l” son:

- a) 1, 2, 3... ∞
- b) -1 ... 0 ... +1
- c) 0, 1, 2, ... (n-1)

Respuesta: 0, 1, 2, ... (n-1)

35. El tercer número cuántico “ m_l ” define:

- a) La forma geométrica del orbital.

- b) El nivel de energía principal.
- c) La orientación espacial del orbital que ocupa el electrón.

Respuesta: La orientación espacial del orbital que ocupa el electrón.

36. El cuarto número cuántico llamado “ m_s ” toma los siguientes valores:

- a) 1, 2, 3, ...
- b) 0, 1, 2, ... (n-1)
- c) $+ \frac{1}{2}$, $- \frac{1}{2}$

Respuesta: $+ \frac{1}{2}$, $- \frac{1}{2}$

37. Cuando $l = 0$, se lo define con la letra:

- a) s
- b) p
- c) d

Respuesta: s

38. Cuando $l = 3$, se lo define con la letra:

- a) p
- b) d
- c) f

Respuesta: f

39. Los orbitales atómicos “p” de un mismo nivel de energía principal tienen_____energía que el orbital “s”.

- a) Mas.
- b) Menos
- c) Igual

Respuesta: Mas.

40. En $n = 1$, es decir en el primer nivel de energía tenemos los siguientes orbitales:

- a) s, p

- b) p
- c) Solo s

Respuesta: Solo s

41. En $n = 3$, tenemos los orbitales permitidos:

- a) s, p, d
- b) s, p, d, f
- c) d

Respuesta: s, p, d

42. En los orbitales atómicos “ns”, cuáles son los valores permitidos de n :

- a) $n \geq 1$
- b) $n \geq 2$
- c) $n \geq 3$

Respuesta: $n \geq 1$

43. Existe el número cuántico $n = 0$:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

44. En los orbitales atómicos “np”, cuáles son los valores permitidos de n :

- a) $n \geq 1$
- b) $n \geq 2$
- c) $n \geq 3$

Respuesta: $n \geq 2$

45. Existe el orbital atómico 1p:

- a) Si
- b) No

c) A veces

Respuesta: No

46. Para $n = 2$, los valores permitidos de “ l ” son:

- a) 0, 1, 2
- b) 0, 1
- c) 1, 2, 3

Respuesta: 0, 1

47. En los orbitales atómicos “ nd ”, los valores permitidos de n son:

- a) $n \geq 1$
- b) $n \geq 2$
- c) $n \geq 3$

Respuesta: $n \geq 3$

48. Existe el orbital atómico $2d^3$:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

49. En los orbitales atómicos “ nf ”, los valores permitidos de n son:

- a) $n \geq 2$
- b) $n \geq 3$
- c) $n \geq 4$

Respuesta: $n \geq 4$

50. Cuántos electrones caben máximo en el orbital “ s ”:

- a) 0
- b) 1
- c) 2

Respuesta: 2

51. Cuántos electrones caben máximo en los orbitales “p”:

- a) 2
- b) 4
- c) 6

Respuesta: 6

52. Cuántos electrones caben máximo en los orbitales “d”:

- a) 2
- b) 6
- c) 10

Respuesta: 10

53. Cuántos electrones caben máximo en los orbitales “f”:

- a) 6
- b) 14
- c) 10

Respuesta: 14

54. Para $l = 1$, los valores permitidos de m_l son:

- a) +1
- b) 0, +2
- c) -1, 0, +1

Respuesta: -1, 0, +1

55. Para $l = 0$, el número de orbitales permitidos es:

- a) 1
- b) 2
- c) 0

Respuesta: 1

56. A qué llamamos elementos paramagnéticos:

- a) A los que tienen todos sus orbitales completos.
- b) A los que tienen orbitales incompletos.
- c) A los que tienen orbitales vacíos

Respuesta: A los que tienen orbitales incompletos.

57. Cuáles son los elementos diamagnéticos:

- a) Los que tienen sus orbitales completos.
- b) Los que tienen orbitales incompletos.
- c) Los que tienen orbitales vacíos.

Respuesta: Los que tienen sus orbitales completos.

58. Cuántos electrones caben máximo en el primer nivel de energía:

- a) 2
- b) 8
- c) 18

Respuesta: 2

59. Cuántos electrones caben máximo en el segundo nivel de energía principal:

- a) 2
- b) 8
- c) 18

Respuesta: 8

60. Para $n = 3$, el número de orbitales permitidos son:

- a) 3
- b) 6
- c) 9

Respuesta: 9

61. Para $n = 4$, el número de orbitales permitidos es:

- a) 8
- b) 12
- c) 16

Respuesta: 16

62. Cuántos electrones caben máximo en el tercer nivel de energía principal:

- a) 2
- b) 8
- c) 18

Respuesta: 18

63. Con qué fórmula se calcula el número de orbitales atómicos en base al número cuántico principal “ n ”:

- a) n^2
- b) $2n^2$
- c) $2n$

Respuesta: n^2

64. Para $l = 2$, los valores permitidos de m_l son:

- a) 0, +1, +2
- b) -1, -2, 0
- c) -2, -1, 0, +1, +2

Respuesta: -2, -1, 0, +1, +2

65. En cada orbital atómico, el número máximo de electrones que se pueden ubicar es:

- a) 1
- b) 2
- c) 6

Respuesta: 2

66. En los orbitales d, el número máximo de electrones que se pueden ubicar son:

- a) 14
- b) 6
- c) 10

Respuesta: 10

67. En los orbitales atómicos f, el número máximo de electrones que se pueden ubicar es:

- a) 14
- b) 6
- c) 10

Respuesta: 14

68. El número de orbitales posibles “p” son:

- a) 7
- b) 3
- c) 5

Respuesta: 3

69. El número de orbitales posible d son:

- a) 7
- b) 3
- c) 5

Respuesta: 5

70. Para $l = 3$, la letra empleada es:

- a) p
- b) d
- c) f

Respuesta: f

71. En el primer nivel de energía, es decir para $n = 1$, el número máximo de electrones es:

- a) 2
- b) 6
- c) 8

Respuesta: 2

72. En el tercer nivel de energía, es decir para $n = 3$, el número máximo de electrones permitidos es:

- a) 6
- b) 9
- c) 18

Respuesta: 18

73. ¿Cuál es el número de subniveles en el orbital 3d?

- a) 5
- b) 3
- c) 6

Respuesta: 5

74. ¿Cuál es el número de subniveles en el orbital 2p?

- a) 5
- b) 3
- c) 6

Respuesta: 3

75. ¿Existe el orbital 7p?

- a) Si
- b) A veces
- c) No

Respuesta: Si

76. Para los orbitales “nf”, n puede tomar los valores:

- a) 2 o más
- b) 3
- c) 4 o más

Respuesta: 4 o más

77. ¿Existe el orbital 2f?

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

78. ¿Existe el orbital $2s^3$?

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

79. ¿Existe el orbital $3d^5$?

- a) Si
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: Si

80. En la tabla periódica, cuántas columnas “d” existen:

- a) 2
- b) 10
- c) 8

Respuesta: 10

81. En la tabla periódica, cuántas columnas S existen:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

82. En la tabla periódica actual, cuántas columnas “f” tiene:

- a) 2
- b) 14
- c) 8

Respuesta: 14

83. En los elementos del grupo IA y IIA, los últimos electrones ingresan a orbitales:

- a) s - p
- b) p
- c) s

Respuesta: s

84. Si los electrones de valencia de un elemento X ingresan a orbitales “p”, este elemento corresponde a subgrupos:

- a) A
- b) B
- c) Lantánidos o actínidos.

Respuesta: A

85. En la tabla periódica, cuántas columnas “p” existen:

- a) 2
- b) 3
- c) 6

Respuesta: 6

86. En los elementos del grupo III A, los últimos electrones ingresan a orbitales:

- a) p
- b) s – p
- c) d

Respuesta: p

87. En los elementos del grupo VA, la configuración electrónica de los electrones de valencia es:

- a) ns^2np^1
- b) ns^2np^2
- c) ns^2np^3

Respuesta: ns^2np^3

88. En los elementos de los subgrupos B, los últimos electrones ingresan a orbitales:

- a) s
- b) p
- c) d

Respuesta: d

89. En los elementos llamados lantánidos y actínidos, los últimos electrones ingresan a ocupar orbitales:

- a) s
- b) p
- c) d
- d) f

Respuesta: f

90. El elemento Cr⁰ que tiene Z= 24, cuantos orbitales degenerados “3d” tiene:

- a) 2
- b) 3
- c) 5

Respuesta: 5

91. Cuántas columnas de “actínidos” existen en la tabla periódica:

- a) 5
- b) 10
- c) 14

Respuesta: 14

92. El elemento químico Co^0 , que tiene $Z= 27$, cuántos orbitales apareados “3d” tiene:

- a) 3
- b) 2
- c) 1

Respuesta: 2

93. El elemento químico Zn^0 , cuántos orbitales degenerados “3d” tiene:

- a) 5
- b) 6
- c) 0

Respuesta: 0

94. El elemento químico Ga^0 , cuántos orbitales “4p” vacíos tiene:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.

Respuesta: 2.

95. Se denomina grupos regulares a aquellos elementos que corresponden a los grupos:

- a) A
- b) B
- c) Lantánidos y actínidos

Respuesta: A

96. Los elementos del grupo VIA de la tabla periódica tienen incompletos los orbitales:

- a) p
- b) d
- c) f

Respuesta: p

97. Los orbitales “s” tienen la forma geométrica:

- a) Esférica
- b) Lóbulos balanceados a lo largo de los ejes.
- c) Lóbulos balanceados entre ejes.

Respuesta: Esférica

98. Se define como orbital la región geométrica de _____ probabilidad para encontrar un electrón.

- a) Mínima.
- b) Máxima
- c) Mediana

Respuesta: Máxima

99. Se define como “nodo” la región geométrica de _____ probabilidad para encontrar un electrón.

- a) Mínima.
- b) Máxima
- c) Ninguna

Respuesta: Mínima.

100. El principio de exclusión de Pauli establece que un átomo _____ puede tener dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

- a) No
- b) Si
- c) A veces

Respuesta: No

101. Cuántos nodos hay en el orbital 3s:

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

102. Cuando dos electrones se ubican en un mismo orbital, lo único que difiere es:

- a) 1
- b) m_l
- c) m_s

Respuesta: m_s

103. De los 11 electrones que tiene el elemento Na^0 , cuántos le son útiles para adquirir estado de oxidación 1+.

- a) 11
- b) 1
- c) 10

Respuesta: 1

104. El siguiente conjunto de números cuánticos (1, 0, 0, + $\frac{1}{2}$) es o no válido.

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: Si

105. ¿Cuál de los conjuntos de números cuánticos es válido para un elemento del tercer período de la tabla periódica?

- a) (2, 1, 0, -1/2)
- b) (3, 2, 0, +1/2)
- c) (3, 3, 0, -1/2)

Respuesta: (3, 2, 0, +1/2)

106. ¿Cuál de los conjuntos de números cuánticos es válido para un elemento del grupo III A de la tabla periódica?

- a) (2, 1, -1, +1/2)
- b) (2, 0, 0, -1/2)
- c) (2, 0, 0, +1/2)

Respuesta: (2, 1, -1, +1/2)

107. ¿Cuál de los conjuntos de números cuánticos es válido para un elemento lantánido?

- a) (4, 3, 0, -1/2)
- b) (5, 4, 0, +1/2)
- c) (6, 3, 0, +1/2)

Respuesta: (6, 3, 0, +1/2)

108. Para el gas noble Ne, el conjunto de números cuánticos válido es:

- a) (2, 0, 0, -1/2)
- b) (2, 1, +1, -1/2)
- c) (2, 2, 1, -1/2)

Respuesta: (2, 1, +1, -1/2)

109. La configuración electrónica abreviada [He]2s¹ es válida para el elemento:

- a) Li
- b) Na
- c) K

Respuesta: Li

110. La configuración electrónica ns^2np^3 es válida para los elementos del grupo:

- a) IIA
- b) IIIA
- c) VA

Respuesta: VA

111. La configuración electrónica ns^2np^4 es válida para los elementos del grupo:

- a) IIA
- b) IVA
- c) VIA

Respuesta: VIA

112. Cuál elemento del grupo VIIIA no respeta la configuración de valencia ns^2np^6 :

- a) He
- b) Ne
- c) Ar

Respuesta: He

113. En el cloro elemental, con 17 protones y 17 electrones, cuántos electrones de valencia tiene:

- a) 17
- b) 7
- c) 10

Respuesta: 7

114. La configuración electrónica abreviada del Ca es la siguiente:

- a) $[\text{He}]2s^2$
- b) $[\text{Ar}]4s^2$
- c) $[\text{Kr}]5s^2$

Respuesta: $[\text{Ar}]4s^2$

115. El elemento Al tiene como configuración electrónica abreviada la siguiente

- a) $[\text{Ne}]2s^22p^1$
- b) $[\text{Kr}]2s^22p^1$
- c) $[\text{Ne}]3s^23p^1$

Respuesta: $[\text{Kr}]2s^22p^1$

116. En el elemento Al, los últimos electrones se sitúan en orbitales:

- a) d
- b) f
- c) p

Respuesta: p

117. En el elemento Al, los últimos electrones ingresan al número cuántico principal:

- a) $n = 1$
- b) $n = 3$
- c) $n = 2$

Respuesta: $n = 3$

118. Cuando un orbital tienen electrones desapareados, se los denomina orbital:

- a) Generado.
- b) Degenerado.
- c) Regenerado

Respuesta: Degenerado.

119. A qué llamamos especies iso electrónicas:

- a) A aquellas que tienen el mismo número de electrones.
- b) A aquellas que tienen el mismo número de protones.
- c) A aquellas que tienen el mismo número de neutrones.

Respuesta: A aquellas que tienen el mismo número de electrones.

120. El B tiene el último electrón en un orbital:

- a) 2s
- b) 3d
- c) 2p

Respuesta: 2p

121. El tercer período comienza con el elemento Na y termina con el elemento_____:

- a) He
- b) Ne
- c) Ar

Respuesta: Ar

122. La tabla periódica aparece completa a partir del _____ período:

- a) 2do período
- b) 3er período
- c) 4to período

Respuesta: 4to período

123. El elemento F tiene _____ electrones en los orbitales orbitales 2p:

- a) 2
- b) 4
- c) 5

Respuesta: 5

124. El elemento N en estado basal tiene _____ orbitales degenerados:

- a) 1
- b) 3
- c) 2

Respuesta: 3

125. El elemento químico Mn tiene incompletos los orbitales

- a) p
- b) d
- c) f

Respuesta: d

126. El ion Cl^{1-} cuántos electrones tiene en total:

- a) 17
- b) 18
- c) 16

Respuesta: 18

127. El ion S^{2-} cuántos electrones tiene en total:

- a) 16
- b) 14
- c) 18

Respuesta: 18

128. El ion Ca^{2+} cuántos electrones tiene en total:

- a) 20
- b) 22
- c) 18

Respuesta: 18

129. El cuarto período de la tabla periódica comienza con el elemento ____ y termina con el gas noble Kr.

- a) C
- b) K
- c) Rb

Respuesta: K

130. El grupo II B, comienza con el elemento:

- a) Zn
- b) Be
- c) Zr

Respuesta: Zn

131. La configuración abreviada $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$, corresponde al elemento _____ en estado basal.

- a) Ni
- b) Cu
- c) Zn

Respuesta: Cu

132. El elemento Cr, en estado basal tiene incompletos los orbitales:

- a) 3d
- b) 4s
- c) 3d, 4s
- d) Ninguno de los anteriores

Respuesta: 3d, 4s

133. ¿Quién se llena primero, de acuerdo con el orden de energías de Aufbau, el orbital 4s o los orbitales 3d?

- a) 3d
- b) 4s
- c) Simultáneamente

Respuesta: 3d

134. ¿Quién tiene la energía correspondiente más alta: el orbital 4f o el 5s?

- a) Tienen la misma energía
- b) 4f
- c) 5s

Respuesta: 4f

135. El grupo VII B comienza con el elemento ____:

- a) F
- b) Mg
- c) Mn

Respuesta: Mn

136. Cuántas columnas de elementos lantánidos hay en la tabla periódica actual:

- a) 7
- b) 1
- c) 14

Respuesta: 14

137. El cuarto período de la tabla periódica actual empieza con el elemento alcalino K y termina con el gas noble:

- a) Ar
- b) Kr
- c) Xe

Respuesta: Kr

138. El elemento químico Sb, de acuerdo con el ordenamiento de la tabla periódica corresponde a los grupos:

- a) A
- b) B
- c) Lantánido o actínido.

Respuesta: A

139.Cuál es el número atómico Z para el elemento Au:

- a) 78
- b) 79
- c) 80

Respuesta: 79

140. De acuerdo con la tabla periódica actual, la primera serie de transición B inicia con el Sc y termina con el elemento:

- a) Zn
- b) Cd
- c) Hg

Respuesta: Zn

141. En elemento químico U que tiene $Z=92$, de acuerdo a su configuración electrónica en estado basal corresponde a los grupos:

- a) A
- b) B
- c) Lantánidos

Respuesta: Lantánidos

142. La primera serie de transición interna d, comienza con el elemento ____ y termina con el Zn.

- a) S
- b) La
- c) Sc

Respuesta: Sc

143. Los metales de transición d se ubican en la tabla periódica ocupando ____ columnas.

- a) 8
- b) 10
- c) 18

Respuesta: 10

144. Los elementos en los cuales, los últimos electrones ingresan a ocupar orbitales p se ubican en la tabla periódica ocupando ____ columnas.

- a) 6
- b) 2
- c) 10

Respuesta: 6

145. Los elementos llamados actínidos, se ubican en la tabla periódica ocupando ____ filas o períodos.

- a) 14
- b) 4
- c) 1

Respuesta: 1

146. Cuántos orbitales degenerados 4p tiene el Br, con $Z=35$:

- a) 1
- b) 2
- c) 0

Respuesta: 1

147. En los elementos de transición d, los electrones se llenan desde 1 hasta ____ como máximo.

- a) 2
- b) 10
- c) 14

Respuesta: 10

148. En los elementos de los grupos IIIA en adelante, los electrones se llenan 1 hasta ____ como máximo.

- a) 6
- b) 2
- c) 8

Respuesta: 6

149. En número máximo de electrones de valencia en los elementos del grupo VA es:

- a) 3
- b) 5

c) 2

Respuesta: 5

150. El elemento Na^0 , de acuerdo con su configuración electrónica es un elemento:

- a) Diamagnético.
- b) Paramagnético

Respuesta: Paramagnético

151. De acuerdo con la configuración electrónica del Mg^0 , tiene orbitales incompletos:

- a) Si.
- b) No.
- c) A veces.

Respuesta: No

152. A cuál elemento químico corresponde la configuración electrónica $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$:

- a) Kr
- b) Xe
- c) Rn

Respuesta: Kr

153. A cuál de los siguientes elementos químicos corresponde la configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^23p^1$:

- a) Al.
- b) Mg.
- c) Si.

Respuesta: Al

154. Se denomina grupos a los elementos que se sitúan en la misma _____ de la tabla periódica.

- a) Fila

- b) Columna
- c) Serie

Respuesta: Columna

155. A cuál elemento químico corresponde la configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$:

- a) Cu
- b) Zn
- c) Ni

Respuesta: Cu

156. Cuántos orbitales atómicos “3d” vacíos existen en el elemento químico Sc de $Z=21$:

- a) 1
- b) 3
- c) 4

Respuesta: 4

157. El elemento Cl en estado basal de energía, posee ____ electrones de valencia.

- a) 17
- b) 7
- c) 5

Respuesta: 7

158. El Br en estado basal de energía tiene ____ electrones p de valencia.

- a) 2
- b) 5
- c) 7

Respuesta: 5

159. El elemento S, en estado basal de energía, posee ____ electrones p de valencia.

- a) 4
- b) 16
- c) 6

Respuesta: 4

160. Es válido el siguiente conjunto de números cuánticos (1,1,1,1/2):

- a) Si
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: No

161. De acuerdo con el triángulo de AUFBAU para el orden de llenado de los electrones, cuál tiene mayor energía, el orbital 3p o el orbital 4s:

- a) 4p
- b) 3d
- c) Son iguales.

Respuesta: 4p

162. El elemento químico Fm de acuerdo con su posición en la tabla periódica corresponde a los grupos:

- a) A o B
- b) Actínido
- c) Lantánido

Respuesta: Actínido

163.Cuál de los siguientes casos representa una combinación imposible entre los números cuánticos “n” y “l”:

- a) 2p
- b) 3s
- c) 2d

Respuesta: 2d

164. Dentro la representación de un orbital atómico con los 4 números cuánticos (n, l, m_l, m_s) , es posible que n tenga un valor numérico igual a l :

- a) Si
- b) Jamás
- c) A veces

Respuesta: Jamás

165. Dentro la representación de un orbital atómico con los 4 números cuánticos (n, l, m_l, m_s) , es posible que l tenga un valor numérico mayor a n :

- a) Jamás
- b) Si
- c) A veces

Respuesta: Jamás

166. La figura de los orbitales “p” representada en el plano cartesiano tridimensional contiene donas:

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

167. Cuál elemento químico se sitúa en la tabla periódica a continuación del Fe:

- a) Mn
- b) Ru
- c) Co

Respuesta: Co

168. Los electrones de valencia del elemento P, se sitúan en el ____ nivel de energía principal.

- a) 2do

- b) 3er
- c) 4to

Respuesta: 3er

169. Cuál elemento químico se sitúa sobre el Cd en la tabla periódica:

- a) Ga
- b) Zn
- c) Hg

Respuesta: Zn

170. Que elemento químico se sitúa en la tabla periódica debajo del Si:

- a) Ge
- b) P
- c) Al

Respuesta: Ge

171. Cuántos elementos químicos contiene la columna VIIA de los halógenos:

- a) 4
- b) 5
- c) 6

Respuesta: 5

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Energía de radiación electromagnética	$E = (h \cdot c) / \lambda$	Joules (J)
Velocidad de la luz	$c = \lambda \cdot \nu$	m/s
Número de orbitales	n^2	—
Número máximo de electrones	$2n^2$	electrones
Conversión energía cal→J	1 cal = 4.184 J	Joules (J)

172. Problema: Calculando la energía de una lámpara LED (uso doméstico).

Respuesta: 3.97×10^{-19} J

Solución:

Una lámpara LED emite luz con $\lambda = 500$ nm. Calcula la energía de un fotón emitido.

Paso 1: Convertir λ a metros: $500 \text{ nm} = 500 \times 10^{-9} \text{ m}$

Paso 2: Usar $E = hc/\lambda$ con $h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ y $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Paso 3: $E = (6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8) / (500 \times 10^{-9}) \approx 3.97 \times 10^{-19} \text{ J}$

173. Problema: Energía recibida por el cuerpo al exponerse al sol (síntesis vitamina D).

Respuesta: 6.63×10^{-19} J por fotón

Solución:

Supongamos radiación UV cercana con $\lambda = 300$ nm.

$E = hc/\lambda = (6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8) / (300 \times 10^{-9}) \approx 6.63 \times 10^{-19} \text{ J por fotón}$

174. Problema: Longitud de onda de una señal de radio AM (ej. 800 kHz).

Respuesta: 375 m

Solución:

$\lambda = c/\nu = (3 \times 10^8 \text{ m/s}) / (8 \times 10^5 \text{ Hz}) \approx 375 \text{ m}$

175. Problema: Energía de una señal FM (ej. 100 MHz).

Respuesta: 6.6×10^{-26} J

Solución:

$E = hc/\lambda$; primero $\lambda = c/\nu \approx 3$ m; luego $E \approx (6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8)/(3) \approx 6.6 \times 10^{-26}$ J

176. Problema: Número máximo de electrones en el tercer nivel de energía ($n=3$).

Respuesta: 18 electrones

Solución:

$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ electrones

177. Problema: Calorías quemadas en una caminata (ej. 200 cal).

Respuesta: 836.8 J

Solución:

Convertir a Joules: $200 \times 4.184 \approx 836.8$ J

178. Problema: Energía emitida por un horno microondas ($\lambda \approx 12$ cm).

Respuesta: 1.66×10^{-24} J por fotón.

Solución:

$E \approx (6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8)/(0.12) \approx 1.66 \times 10^{-24}$ J por fotón

179. Problema: Número de orbitales en $n=4$

Respuesta: 16 orbitales

Solución:

$n^2 = 4^2 = 16$ orbitales

180. Problema: Capacidad de electrones en un ion Ca^{2+} .

Respuesta: 18 e^- ; configuración como argón (Ar)

Solución:

Ca tiene 20 e^- , al perder 2: 18 e^- ; configuración como argón (Ar)

CAPÍTULO VII. Importancia de las Tendencias de la Tabla Periódicas

La tabla periódica de los elementos constituye una de las herramientas más fundamentales y emblemáticas de la química. Su desarrollo ha permitido a científicos de todo el mundo entender, clasificar y predecir las propiedades físicas y químicas de los elementos. Desde los primeros intentos de agrupación de los elementos conocidos hasta la tabla moderna propuesta por Seaborg, la tabla periódica ha evolucionado para convertirse en una representación ordenada, clara y comprensible de los bloques constructivos de la materia.

En este capítulo, se abordarán temas clave relacionados con la organización periódica, tales como la representación de Lewis, que permite visualizar los electrones de valencia de los elementos, el tamaño relativo de átomos e iones, las energías asociadas a la formación de cationes y aniones (energía de ionización y afinidad electrónica), y la electronegatividad, que mide la capacidad de los átomos para atraer electrones en un enlace químico.

También se analizarán las características generales de los metales, no metales y metaloides, destacando sus propiedades distintivas y su importancia tecnológica y cotidiana. El estudio de estos conceptos no solo proporciona una base sólida para entender las tendencias periódicas, sino que también permite comprender las razones detrás de las reacciones químicas, la formación de compuestos y el diseño de materiales con aplicaciones industriales y biomédicas.

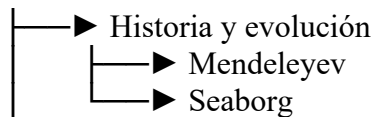
Este conocimiento resulta esencial para estudiantes, científicos e ingenieros que buscan comprender la naturaleza de los materiales y sus aplicaciones en campos tan diversos como la electrónica, la nanotecnología, la salud y la energía renovable.

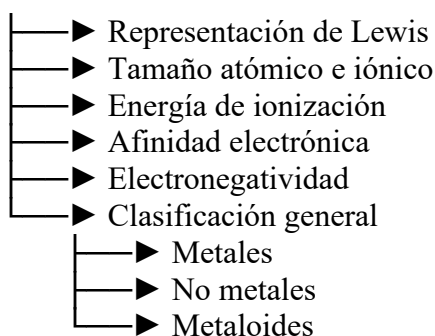
Objetivos del capítulo

- Comprender la evolución histórica de la tabla periódica y su organización moderna.
- Identificar las representaciones de Lewis y aplicarlas para describir electrones de valencia.
- Analizar las tendencias periódicas: tamaño atómico, tamaño iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
- Diferenciar las propiedades generales de metales, no metales y metaloides.
- Relacionar las propiedades periódicas con aplicaciones prácticas en la vida diaria y en contextos profesionales.

Esquema conceptual

Desarrollo de la Tabla Periódica





Preguntas de reflexión inicial

- ¿Cómo crees que la organización de los elementos en la tabla periódica ayuda a predecir su comportamiento químico?
- ¿Por qué los metales conducen electricidad mientras que los no metales no?
- ¿Qué significa que un elemento tenga alta electronegatividad?
- ¿Cómo influye el tamaño atómico en la reactividad de los elementos?
- ¿Has escuchado sobre aplicaciones tecnológicas que usan metaloides como el silicio? ¿Sabes por qué son importantes?

Conexión con la vida real o profesional

El conocimiento de las propiedades periódicas tiene aplicaciones directas en múltiples campos. En electrónica, los metaloides como el silicio son fundamentales para fabricar semiconductores y chips de computadoras. En medicina, la comprensión de la electronegatividad y el tamaño iónico permite desarrollar medicamentos con afinidad específica a ciertas biomoléculas. En ingeniería de materiales, los metales se usan para construir estructuras resistentes gracias a sus propiedades de ductilidad y conductividad. Incluso en la vida diaria, saber por qué la sal de mesa es un compuesto iónico soluble o por qué el cobre es un buen conductor eléctrico se relaciona directamente con los conceptos estudiados en este capítulo.

Glosario de términos clave

Tabla periódica: Disposición ordenada de los elementos químicos según su número atómico.

Representación de Lewis: Esquema que muestra los electrones de valencia de un átomo.

Tamaño atómico: Distancia promedio entre el núcleo de un átomo y su capa externa de electrones.

Energía de ionización: Energía necesaria para remover un electrón de un átomo en estado gaseoso.

Afinidad electrónica: Energía liberada o absorbida cuando un átomo neutro gana un electrón.

Electronegatividad: Capacidad relativa de un átomo para atraer electrones compartidos en un enlace.

Metales: Elementos con alta conductividad eléctrica y térmica, maleabilidad y ductilidad.

No metales: Elementos que generalmente son aislantes y tienden a ganar electrones.

Metaloides: Elementos con propiedades intermedias entre metales y no metales.

Referencias

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. J. (2018). Química: La Ciencia Central (14ª ed.). Pearson.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2014). Química (9ª ed.). Cengage Learning.
- Atkins, P., & Jones, L. (2016). Química: Moléculas, Materia y Cambio (7ª ed.). Editorial Médica Panamericana.
- Chang, R., & Goldsby, K. (2016). Química (12ª ed.). McGraw-Hill Education.

EJERCICIOS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Los elementos que se sitúan en una misma columna poseen propiedades _____ comunes.

- a) Solo físicas
- b) Solo químicas
- c) Físicas y químicas

Respuesta: Físicas y químicas

2. La tabla periódica presentada por el ruso Dimitri Mendeléyev se fundamentó en las propiedades:

- a) Químicas de los elementos
- b) Físicas de los elementos
- c) Orgánicas de los elementos.

Respuesta: Químicas de los elementos

3. los elementos que se sitúan en la misma fila o período poseen la _____ en común.

- a) Carga
- b) Configuración electrónica
- c) Energía principal definida por n

Respuesta: Energía principal definida por n

4. La tabla periódica presentada por el químico alemán Lotar Meyer a finales del siglo XIX se fundamentó en las propiedades:

- a) Físicas
- b) Químicas
- c) Inorgánicas

Respuesta: Físicas

5. En el año 1872, Mendeléyev presentó una tabla periódica con cuántos elementos:

- a) 60
- b) 62
- c) 65

Respuesta: 62

6. El ordenamiento de los elementos químicos en la tabla periódica actual se lo debe al científico_

- a) Seaborg.
- b) Mendeléyev
- c) Meyer.

Respuesta: Seaborg.

7. Si se incluyeran los elementos lantánidos y actínidos en una sola tabla periódica, cuántas columnas tendríamos en total:

- a) 10
- b) 18
- c) 32

Respuesta: 32

8. Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus:

- a) Pesos atómicos
- b) Números atómicos
- c) Estados de oxidación.

Respuesta: Números atómicos

9. La clasificación de los elementos químicos en una tabla fue idea original de _____.

- a) Meyer
- b) Meyer y Mendeléyev
- c) Mendeléyev

Respuesta: Mendeléyev

10. En cuáles orbitales atómicos ingresan los últimos electrones llamados de valencia de los elementos que corresponden a los grupos de lantánidos y actínidos:

- a) s
- b) s-p
- c) f

Respuesta: f

11. La fórmula de Lewis para los electrones de valencia de los elementos del grupo IVA es:

- a) $\dot{X}$
- b) $\ddot{X}$
- c) $\ddot{X}:$

Respuesta: $\ddot{X}:$

12. Al escribir las fórmulas de Lewis para los elementos del grupo IA, máximo cuántos se debe ubicar en la parte superior del símbolo.

- a) 0
- b) 1 máximo
- c) 2 máximo

Respuesta: 1 máximo

13. En la molécula de Cl₂, qué clase de enlace forman los átomos:

- a) σ

- b) π
- c) $\sigma + \pi$

Respuesta: σ

14. Cuántos electrones de valencia hay en la molécula de Cl_2 :

- a) 7
- b) 14
- c) 21

Respuesta: 14

15. En la molécula de Br_2 , cuántos pares de electrones libres hay:

- a) 1 par
- b) 2 pares
- c) 3 pares.

Respuesta: 1 par

16. En la molécula de O_2 , qué clase de enlace forman los átomos entre sí:

- a) σ
- b) π
- c) $\sigma + \pi$

Respuesta: π

17. En la molécula de N_2 , qué clase de enlace forman los átomos entre sí:

- a) σ
- b) π
- c) $\sigma + \pi$

Respuesta: $\sigma + \pi$

18. En la molécula de N_2 , cuántos electrones de valencia existen:

- a) 10

- b) 12
- c) 14

Respuesta: 10

19. En la molécula de N_2 , cuántos pares de electrones compartidos existen:

- a) 1 par
- b) 2 pares.
- c) 3 pares.

Respuesta: 3 pares.

20. En la molécula de O_2 , cuántos electrones de valencia existen:

- a) 6
- b) 12
- c) 18

Respuesta: 12

21. En la molécula de N_2 , cuántos pares de electrones libre existen:

- a) 1 par
- b) 2 pares
- c) 3 pares.

Respuesta: 2 pares

22. En la molécula de O_2 , cuántos pares de electrones compartidos existen:

- a) 1 par
- b) 2 pares
- c) 3 pares.

Respuesta: 2 pares

23. En base a la tabla periódica actualizada, cuántos de los gases nobles son de origen natural:

- a) 5

- b) 6
- c) 7

Respuesta: 6

24. En la molécula de CO_2 , cuántos electrones de valencia existen:

- a) 12
- b) 14
- c) 16

Respuesta: 16

25. Cuántos electrones de valencia hay en la molécula de HNO_3 :

- a) 24
- b) 26
- c) 28

Respuesta: 24

26. En la molécula de CO_2 , existen pares de electrones libres en el átomo central:

- a) Si
- b) No
- c) A veces.

Respuesta: No

27. En el gas de los huevos podridos H_2S , cuántos electrones de valencia existen:

- a) 6
- b) 8
- c) 10

Respuesta: 8

28. Para los elementos del grupo VIIA, el número de electrones máximo que se puede ubicar en torno al símbolo del elemento son:

- a) 3

- b) 5
- c) 7

Respuesta: 7

29. En la molécula de HCl, el enlace que une a los dos elementos es:

- a) Iónico
- b) Covalente
- c) Metálico

Respuesta: Covalente

30.Cuál es más grande el ion Ca^{2+} o el Ca^0 :

- a) Ca^{2+}
- b) Ca^0
- c) Son iguales

Respuesta: Ca^0

31. En la molécula de H_2O , el enlace que une al elemento H con el oxígeno es de tipo covalente:

- a) Polar
- b) Apolar
- c) Puro

Respuesta: Polar

32. En la molécula de CaO , el enlace que une a los átomos entre si es:

- a) Iónico
- b) Covalente
- c) Metálico

Respuesta: Iónico

33. En la molécula de I_2 , el tipo de enlace que une a los dos elementos es covalente:

- a) Polar
- b) Apolar

c) Puro.

Respuesta: Puro.

34. Cuántos electrones tiene en total el ion Ca^{2+} :

- a) 18
- b) 20
- c) 22

Respuesta: 18

35. Cuántos electrones tienen en total el elemento químico Ca^0 :

- a) 18
- b) 20
- c) 22

Respuesta: 20

36. Seleccione la especie de mayor tamaño entre S^0 , S^{2+} , S^{2-} .

- a) S^{2+}
- b) S^0
- c) S^{2-}

Respuesta: S^{2-}

37. Qué especie química tiene más electrones, el ion P^{3-} o el gas noble Ar:

- a) Iguales
- b) P^{3-}
- c) Ar

Respuesta: Iguales

38. Cuando los elementos dentro de una molécula comparten electrones de valencia, el tipo de enlace es:

- a) Iónico
- b) Covalente

c) Metálico

Respuesta: Covalente

39. Los dos elementos químicos Cs y Rn se sitúan en el 6to período de la tabla periódica, cuál tiene de acuerdo con las tendencias regulares el radio iónico más grande:

- a) Cs
- b) Rn
- c) Son iguales.

Respuesta: Cs

40. Qué especie química tiene más electrones, el Cl^- o el gas noble Ar.

- a) Cl^-
- b) Ar
- c) Son iguales

Respuesta: Son iguales

41. Cuál es el elemento químico que tiene el mayor radio atómico en base al número atómico:

- a) $Z=55$
- b) $Z=110$
- c) $Z=118$

Respuesta: $Z=55$

42. Según la fórmula puntual del Lewis el elemento Al tiene _____ electrones de valencia.

- a) 1
- b) 3
- c) 5

Respuesta: 3

43. Según el modelo puntual de Lewis, el elemento Ca tiene _____ electrones de valencia.

- a) 1
- b) 2
- c) 3

Respuesta: 2

44. La primera serie de transición “d” de la tabla periódica actual inicia con el elemento $_{21}\text{Sc}$ y termina con el elemento químico:

- a) Zn
- b) Cu
- c) Cd

Respuesta: Cu

45. Los elementos del grupo VA de la tabla periódica pueden ganar máximo _____ electrones para completar el octeto.

- a) 2
- b) 4
- c) 3

Respuesta: 3

46. En los elementos químicos del grupo VIA y según la representación puntual de Lewis para los electrones de valencia, cuántos orbitales “p” incompletos tenemos:

- a) 2
- b) 3
- c) 4

Respuesta: 2

47. En el 5to período de la tabla periódica cuántos elementos del grupo A tenemos:

- a) 6
- b) 7

c) 8

Respuesta: 8

48. A qué período de la tabla periódica corresponde el elemento “P”:

a) 2

b) 3

c) 4

Respuesta: 3

49. En base al radio atómico, cual elemento químico es más grande, Ba o Be:

a) Ba

b) Be

c) Son iguales

Respuesta: Ba

50. A qué grupo de la tabla periódica pertenece el elemento químico “Pb”:

a) 2

b) 3

c) 4

Respuesta: 4

51. En base a las tendencias en la tabla periódica para los elementos de los grupos A, cuáles son más grandes, los X^- o los X^+ :

a) X^-

b) X^+

c) Son iguales

Respuesta: X^-

52. Cuál cantidad es mayor, 1 nm o $10^{\circ} \text{\AA}$:

a) Son iguales.

b) 1 nm

c) 1°A

Respuesta: Son iguales.

53. A qué período de la tabla periódica corresponde el elemento “In”:

- a) 4
- b) 5
- c) 6

Respuesta: 5

54. La primera serie de transición de los lantánidos inicia con el elemento químico Ce y termina con:

- a) Lu
- b) Lr
- c) Hg

Respuesta: Lu

55. Desde qué gas noble del grupo VIIIA de la tabla periódica tienen electrones completos situados en orbitales “d”:

- a) Ar
- b) Kr
- c) Xe

Respuesta: Ar

56. A qué período de la tabla periódica corresponde el elemento químico “Ra” en estado basal:

- a) 5
- b) 6
- c) 7

Respuesta: 7

57. Los elementos situados en el grupo VIA de la tabla periódica pueden ganar hasta _____ electrones como máximo para completar el octeto.

- a) 5
- b) 3
- c) 2

Respuesta: 2

58. Cuando el elemento Na^0 pierde un electrón, se transforma en el ion Na^+ , por tanto, su configuración electrónica restante es igual a la del gas noble:

- a) Ne
- b) He
- c) Ar

Respuesta: Ne

59. Cuando el elemento S adquiere dos electrones y forma el ion S^{2-} su configuración electrónica es equivalente a la del gas noble _____.

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr

Respuesta: Ar

60. Cuando el elemento Ca pierde sus dos electrones de valencia, forma el ion Ca^{2+} , por tanto, su configuración electrónica restante será igual a la del gas noble:

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr

Respuesta: Ar

61. Cuando el elemento químico N gana 3 electrones, forma el ion N^{3-} , por tanto, su configuración electrónica es equivalente a la del gas noble.

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr

Respuesta: Ne

62. El elemento químico Si al perder sus cuatro electrones de valencia forma el ion Si^{4+} , por tanto, su configuración electrónica restante será equivalente a la del gas noble.

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr

Respuesta: Ne

63. ¿El tamaño de los átomos se expresa en unidades de longitud apropiadas llamadas?

- a) °A
- b) m
- c) pul

Respuesta: °A

64. El radio atómico para un átomo es equivalente a _____ del diámetro atómico.

- a) El doble
- b) El triple
- c) La mitad

Respuesta: La mitad

65. Cuál elemento químico es más grande, el O o el C :

- a) C
- b) O
- c) Son iguales.

Respuesta: C

66. Cuál elemento químico en estado basal es más grande, el Ca o el Mg:

- a) Ca
- b) Mg

c) Son iguales

Respuesta: Ca

67. Cómo varía el radio atómico cuando se recorre de abajo hacia arriba de un mismo grupo de la tabla periódica:

- a) Crece
- b) Disminuye
- c) Permanece constante

Respuesta: Disminuye

68. La tendencia general del tamaño de los átomos recorriendo de izquierda a derecha a lo largo de un mismo período de la tabla periódica tiende a:

- a) Permanecer igual
- b) Aumentar
- c) Disminuir

Respuesta: Disminuir

69. ¿El número atómico de los elementos cuando se recorre de izquierda a derecha a lo largo de un mismo período?

- a) Disminuye
- b) Crece
- c) Permanece igual

Respuesta: Crece

70. Los iones positivos que forman los elementos químicos son _____ que sus átomos neutros.

- a) Más pequeños
- b) Más grandes
- c) Iguales

Respuesta: Más pequeños

71. Los aniones, son _____ que sus átomos neutros.

- a) Más pequeños
- b) Más grandes
- c) Iguales

Respuesta: Más grandes

72. El elemento más pequeño de toda la tabla periódica es el:

- a) H.
- b) He
- c) Cs

Respuesta: H

73. El elemento más grande de la tabla periódica es el:

- a) He
- b) Rn
- c) Cs

Respuesta: Cs

74. Disponga los elementos siguientes en orden de sus radios atómicos crecientes: Cs, F, K, Cl.

- a) Cl, F, K, Cs.
- b) F, Cl, K, Cs.
- c) Cs, K, Cl, F.

Respuesta: F, Cl, K, Cs.

75.Cuál de las dos especies químicas tiene el radio atómico mayor: Ca, Ca^{2+}

- a) Ca
- b) Ca^{2+}
- c) Son iguales

Respuesta: Ca

76. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tienen el radio atómico menor? F^- , F

- a) F^-
- b) F
- c) Son iguales.

Respuesta: F

77. Coloque en orden creciente a los siguientes elementos químicos de acuerdo a su radio atómico. Be, Ba, Ca, Mg

- a) Be, Mg, Ba, Ca.
- b) Be, Mg, Ca, Ba.
- c) Ba, Ca, Mg, Be.

Respuesta: Be, Mg, Ca, Ba.

78. ¿Cuál de los dos elementos tiene el radio atómico mayor? Kr con $Z = 36$ o el elemento K con $Z = 19$.

- a) K
- b) Kr
- c) Son iguales.

Respuesta: K

79.Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio atómico más corto: S, S^{2-} , S^{6+} , S^{4+} .

- a) S^{2-}
- b) S^{4+}
- c) S^{6+}

Respuesta: S^{6+}

80. Cuántos electrones restantes le quedan al ion S^{6+} :

- a) 16
- b) 10
- c) 6

Respuesta: 10

81. Se define como primera energía de ionización a la mínima cantidad de energía necesaria para _____ el electrón de un átomo neutro para formar un ion con carga 1+.

- a) Arrancar
- b) Añadir
- c) Estabilizar

Respuesta: Arrancar

82. Como varía la energía de ionización al recorrer un mismo grupo de elementos desde arriba hacia abajo.

- a) Crece.
- b) Disminuye
- c) Permanece constante.

Respuesta: Disminuye

83. De acuerdo a la tendencia regular demostrada en la tabla periódica, cuál elemento químico requiere mayor energía para separar el primer electrón y formar un ion con carga 1+, Br o F.

- a) Br.
- b) F.
- c) Iguales

Respuesta: F

84. Se necesita más o menos energía para separar un electrón de ion con carga 1+ y formar un ion con carga 2+:

- a) Más
- b) Menos
- c) Igual

Respuesta: Más

85. En qué estado físico deben estar los elementos químicos al aplicar la primera energía de ionización para formar iones con carga 1+:

- a) Sólido
- b) Líquido
- c) Gas.

Respuesta: Gas

86. Para los elementos del grupo A, las tendencias generales de las primeras energías de ionización, al ir de izquierda a derecha dentro de un mismo período de la tabla periódica:

- a) Disminuyen
- b) Aumentan
- c) Permanecen constantes.

Respuesta: Aumentan

87. Cómo varían las energías de ionización primaria al ascender por un mismo grupo de la tabla periódica:

- a) Disminuyen
- b) Aumentan
- c) Permanecen constantes.

Respuesta: Aumentan

88. ¿Cuál de los elementos del listado tendrá la energía de ionización más baja de acuerdo con las tendencias regulares? Be, F, C

- a) Be
- b) F
- c) C

Respuesta: Be

89. Al aplicar la energía de ionización secundaria, se forma un ion con carga:

- a) 1+
- b) 1-

c) $2+$

Respuesta: $2+$

90. Cuál elemento químico requiere mayor energía para formar iones mediante la separación de sus electrones del estado basal, el S o el Ar.

- a) S
- b) Ar
- c) Iguales

Respuesta: Ar

91. Al aplicar la primera energía de ionización a un elemento en estado neutro, hasta cuántos electrones se puede separar:

- a) 2
- b) 0
- c) 1

Respuesta: 1

92. Es posible separar un segundo electrón a partir del ion H^+ :

- a) Si
- b) No
- c) A veces

Respuesta: No

93. Hasta cuántos electrones se puede separar del elemento S^0 , aplicando energías de ionización:

- a) 2
- b) 4
- c) 6

Respuesta: 6

94. Hasta cuántos electrones se puede separar aplicando energías de ionización al elemento químico P^0 :

- a) 2
- b) 3
- c) 5

Respuesta: 5

95. Si se añaden 3 electrones al elemento P^0 , forma el ion P^{3-} , esta estructura electrónica equivale a la del gas noble:

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr

Respuesta: Ar

96. Hasta cuantos electrones se pueden separar aplicando energías de ionización al C^0 :

- a) 2
- b) 4
- c) 6

Respuesta: 4

97. Los iones N^{3-} y O^{2-} tienen 10 electrones cada uno, pero de acuerdo con las tendencias regulares y su posición en la tabla periódica, cuál ion tiene el radio iónico más grande:

- a) N^{3-}
- b) O^{2-}
- c) Son iguales.

Respuesta: N^{3-}

98.Cuál es la carga nuclear en el ion Al^{3+} :

- a) +12
- b) +13
- c) +14

Respuesta: +13

99. Cuál es la carga nuclear en el ion Ca^{2+} :

- a) $18+$
- b) $20+$
- c) $22+$

Respuesta: $20+$

100. El ion Mg^{2+} contiene tantos electrones como el gas noble:

- a) Ne
- b) Ar
- c) Xe

Respuesta: Ne

101. El ion N^{5+} tiene tantos electrones como el gas noble:

- a) He
- b) Ne
- c) Ar

Respuesta: He

102. En el enlace iónico, la diferencia de electronegatividades de los elementos es:

- a) Mayor 1.70
- b) Menor a 1.70
- c) Cero

Respuesta: Mayor 1.70

103. En el enlace covalente polar, la diferencia de electronegatividades es:

- a) Entre 0.50 y 1.70
- b) Mayor a 1.70
- c) Menor a 1.70

Respuesta: Entre 0.50 y 1.70

104. En el enlace covalente apolar, la diferencia de electronegatividades entre dos átomos de una molécula es:

- a) Mayor a 0.40
- b) Menor a 0.40
- c) Igual a 0.40

Respuesta: Menor a 0.40

105. El ion Ba^{2+} , contiene tantos electrones como el gas noble:

- a) Kr
- b) Xe
- c) Rn

Respuesta: Xe

106. El ion C^{4+} contiene tantos electrones como el gas noble:

- a) He
- b) Ne
- c) Ar

Respuesta: He

107.Cuál es el número de electrones restante en los iones Na^+ y Mg^{2+} :

- a) 10
- b) 11
- c) 12

Respuesta: 10

108. Si al elemento químico Al^0 se logra separar a sus electrones de valencia, cuántos le restarán:

- a) 13
- b) 10
- c) 16

Respuesta: 10

109. Las energías de ionización se expresan en unidades llamadas:

- a) Voltios/mol
- b) Hz/mol
- c) KJ/mol o Kcal/mol

Respuesta: KJ/mol o Kcal/mol

110. La afinidad electrónica de un elemento se define como la cantidad de energía absorbida cuando se _____ un electrón a un átomo aislado gaseoso para formar un ion con carga 1-.

- a) Separa
- b) Añade.
- c) Estabiliza

Respuesta: Añade.

111. Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas _____ fácilmente electrones para formar iones negativos llamados aniones.

- a) Pierden.
- b) Ganan.
- c) Estabilizan.

Respuesta: Ganan.

112. Al aplicar energías de ionización primaria se obtiene como producto:

- a) Cationes.
- b) Aniones.
- c) Iones neutros.

Respuesta: Cationes.

113. Las tendencias regulares de las afinidades electrónicas, para los elementos representativos _____ cuando se va de izquierda a derecha a lo largo de un mismo período.

- a) Disminuyen

- b) Se hacen más negativas
- c) Permanecen constantes

Respuesta: Se hacen más negativas

114. Ascendiendo por un mismo grupo de los elementos representativos las afinidades electrónicas _____.

- a) Crecen.
- b) Permanecen constantes.
- c) Son más negativas.

Respuesta: Son más negativas.

115. Cuando la diferencia de electronegatividades entre átomos de una molécula biatómica es superior a 2,00, el enlace es:

- a) Covalente
- b) Iónico
- c) Metálico

Respuesta: Iónico

116. Cuando más alejados se sitúan los elementos en la tabla periódica, el probable enlace químico es:

- a) Covalente
- b) Metálico
- c) Iónico.

Respuesta: Metálico

117. Cuando más cercanos se sitúan los elementos en la tabla periódica, el probable enlace químico será:

- a) Covalente.
- b) Iónico
- c) Metálico

Respuesta: Covalente.

118. La electronegatividad de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo a _____ los electrones cuando está químicamente combinado con otro átomo.

- a) Expulsar.
- b) Atraer
- c) Retener.

Respuesta: Atraer

119. Cuando se añaden electrones a los metales, el valor de la afinidad electrónica es:

- a) Positiva
- b) Negativa
- c) Neutra

Respuesta: Positiva

120. Cuando se añaden electrones a los no metales para formar aniones, el valor de la afinidad electrónica es:

- a) Negativa
- b) Positiva
- c) Neutra.

Respuesta: Negativa

121. El elemento que tiene el valor más alto de electronegatividad en la escala de Linus Pauli, entre 0,00 y 4,00 es el:

- a) He
- b) O
- c) F

Respuesta: F

122. En una molécula homo nuclear biatómica como el Cl₂, la diferencia de electronegatividades es:

- a) 0.00
- b) 0.50

c) 1.00

Respuesta: 0.00

123. El enlace covalente puro se forma cuando la diferencia de electronegatividades es:

- a) 0.50
- b) 1.00
- c) 0.00

Respuesta: 0.00

124. Las electronegatividades _____ cuando se atraviesa un mismo período de izquierda a derecha.

- a) Disminuyen regularmente.
- b) Aumentan regularmente.
- c) Permanecen constantes.

Respuesta: Aumentan regularmente.

125. ¿Cuál de los siguientes elementos deberá tener la electronegatividad más baja? B, Na, F, O.

- a) Na
- b) B
- c) O

Respuesta: Na

126. Mientras un elemento se sitúa más a la izquierda su carácter metálico _____.

- a) Permanece igual.
- b) Aumenta.
- c) Disminuye.

Respuesta: Aumenta.

127. Mientras más a la derecha se sitúa un elemento en la tabla periódica, éste es un _____.

- a) Metal.
- b) Sólido
- c) No metal.

Respuesta: No metal.

128. El único metal líquido a la temperatura ambiente es el:

- a) Fe
- b) Li
- c) Hg

Respuesta: Hg

129. Se forman las aleaciones químicas cuando:

- a) Se combinan químicamente dos no metales.
- b) Se combinan físicamente dos no metales.
- c) Se combinan físicamente dos metales.

Respuesta: Se combinan físicamente dos metales.

130. En las amalgamas uno de los metales es el:

- a) Hg
- b) Fe
- c) Cr

Respuesta: Hg

131. Los elementos metálicos _____ son conductores de la electricidad.

- a) No
- b) Si
- c) A veces

Respuesta: Si

132. Todos los metales tienden a formar _____ en disolución acuosa.

- a) Cationes
- b) Aniones
- c) Precipitados.

Respuesta: Cationes

133. Los no metales son _____ conductores del calor y la electricidad.

- a) Buenos
- b) Malos

Respuesta: Malos

134. Los óxidos metálicos, cuando reaccionan con el agua forman:

- a) Ácidos.
- b) Hidróxidos o bases.
- c) Ninguno de los anteriores.

Respuesta: Hidróxidos o bases.

135.Cuál de los metaloides: Si, Ge y Sb son los más usados para la elaboración de chips electrónicos:

- a) Ge.
- b) Sb.
- c) Si

Respuesta: Si

136. El elemento químico Cu es un:

- a) Metal.
- b) No metal
- c) metaloide.

Respuesta: Metal.

137. El elemento químico Al es un:

- a) Metal

- b) No metal.
- c) Metaloides.

Respuesta: Metaloides.

138. Los elementos situados en el lado izquierdo de la tabla periódica, exceptuando el elemento H son:

- a) Metales.
- b) No metales.
- c) Metaloides.

Respuesta: Metales.

139. El elemento químico Br es un:

- a) Metal.
- b) No metal.
- c) Metaloides.

Respuesta: No metal.

140. Los elementos químicos situados en el lado derecho de la tabla periódica son:

- a) Metales.
- b) No metales.
- c) Metaloides.

Respuesta: No metales.

141. Los óxidos no metálicos cuando reaccionan con el agua forman:

- a) Ácidos.
- b) Hidróxidos o bases.
- c) Ninguno de los anteriores.

Respuesta: Ácidos.

142. Se denomina _____ a aquellos metales que forman ácidos con estados de oxidación particulares.

- a) Alcalinos
- b) Alcalino térreos.
- c) Anfóteros.

Respuesta: Anfóteros.

143. ¿Cuál de los siguientes metales es un anfótero? Ca, Fe, Li, Na.

- a) Ca.
- b) Fe
- c) Li

Respuesta: Fe

144. El estado de oxidación del elemento Mn en el compuesto químico denominado permanganato de potasio (KMnO_4) es:

- a) 5+
- b) 7+
- c) 3+

Respuesta: 7+

145. ¿Cuál de los siguientes elementos químicos es un metaloide?

- a) Na
- b) Ge
- c) Ar

Respuesta: Ge

Problemas Aplicados

Ejercicios Resueltos Paso a Paso

Para desarrollar los problemas planteados se utilizarán las siguientes fórmulas:

Definición	Fórmula	Unidades
Radio atómico	Se obtiene de tablas	pm, Å
Energía de ionización	$E = h \cdot \nu = hc/\lambda$	kJ/mol, eV
Afinidad electrónica	ΔE al añadir un electrón	kJ/mol, eV
Electronegatividad (Pauling)	Dif. de electronegatividad	Adimensional (0–4)
Masa molar	$m = n \cdot M$	g/mol

146. Problema: En odontología, se usa flúor (F) en pastas dentales por su alta electronegatividad para fortalecer el esmalte dental. Si se compara con el sodio (Na), ¿cuál tiene mayor electronegatividad?

Respuesta: Flúor (F)

Solución:

Paso 1: Consultar la tendencia periódica.

El flúor está en el grupo VIIA, Na en IA; la electronegatividad aumenta hacia la derecha.

Paso 2: Concluir.

Flúor (F) tiene mayor electronegatividad que sodio (Na).

147. Problema: Un médico prescribe cloruro de calcio (CaCl_2) para tratamientos. ¿El ion Ca^{2+} tiene más o menos electrones que el átomo Ca?

Respuesta: Tiene menos electrones, $18 e^-$ en total

Solución:

Paso 1: Identificar Z del Ca: $20 e^-$.

Paso 2: El ion Ca^{2+} ha perdido $2 e^- \rightarrow 20 - 2 = 18 e^-$.

Paso 3: Comparar.

El ion Ca^{2+} tiene menos electrones.

148. Problema: En la industria, se usan metales como el cesio (Cs) por su bajo potencial de ionización. ¿Por qué es más reactivo que el sodio (Na)?

Respuesta: Porque tiene menor energía de ionización y pierde electrones más fácilmente.

Solución:

Paso 1: Ver tendencias.

Cs está más abajo en el grupo IA, potencial de ionización disminuye hacia abajo.

Paso 2: Concluir.

Cesio cede electrones más fáciles → más reactivo.

149. Problema: ¿Por qué en los semiconductores se usan metaloides como el silicio (Si)?

Respuesta: Porque permite el flujo controlado de electricidad, ideal para chips electrónicos.

Solución:

Paso 1: Consultar propiedades.

Si es metaloide → combina propiedades de metales y no metales.

Paso 2: Aplicación.

Permite controlar el flujo eléctrico (semiconductor).

150. Problema: En medicina, los radioisótopos se eligen considerando el tamaño atómico.
¿Por qué se prefiere el yodo (I) para la tiroides?

Respuesta: Por su tamaño y afinidad selectiva con la tiroides.

Solución:

Paso 1: Evaluar tamaño.

Iodo tiene tamaño adecuado para ser absorbido selectivamente por la tiroides.

Paso 2: Concluir.

Permite rastrear y tratar enfermedades tiroideas.

Capítulo VIII. Guía de Laboratorio de Química General e Inorgánica

El laboratorio es un espacio fundamental en el aprendizaje de la Química General e Inorgánica, donde los conocimientos teóricos se transforman en experiencias prácticas, reforzando así la comprensión de conceptos, procesos y fenómenos químicos. A través de las prácticas de laboratorio, los estudiantes desarrollan habilidades experimentales, aprenden a manejar materiales, equipos y reactivos, y adquieren conciencia sobre la importancia de la seguridad, la higiene y la organización en el entorno científico.

Este capítulo reúne una serie de prácticas diseñadas para introducir a los estudiantes en el trabajo experimental, desde la inducción en normas de seguridad y el reconocimiento del laboratorio, hasta la aplicación de técnicas específicas para la determinación de propiedades fisicoquímicas, reacciones químicas, preparación de soluciones e identificación de metales por coloración a la llama. Cada práctica no solo tiene como finalidad lograr objetivos técnicos, sino también fomentar el pensamiento crítico, el análisis de resultados y el respeto por las buenas prácticas científicas.

El correcto desarrollo de estas actividades requiere del cumplimiento riguroso de instrucciones, el trabajo en equipo, la observación atenta, el registro preciso de datos y la interpretación adecuada de los resultados.

De esta forma, el laboratorio se convierte en un escenario clave para la formación integral del futuro profesional, permitiéndole consolidar competencias tanto prácticas como teóricas necesarias para su desempeño académico y profesional.

PRÁCTICA No.01.- INDUCCIÓN DE NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE Y RECONOCIMIENTO DEL LABORATORIO

1. DATOS GENERALES

NOMBRE(S): estudiante(s)

.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA

dd/mm/aa

2. OBJETIVOS

2.1. GENERAL

Conocer el manejo de los diferentes materiales, equipos y reactivos, así como las normas de seguridad e higiene, mediante una explicación técnica con el fin de aplicarlas en el desarrollo de las prácticas experimentales en el laboratorio de Química General e Inorgánica.

2.2. ESPECÍFICOS (min 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace...?; ¿Cómo se hace...?

3. INSTRUCCIONES

- Consultar los diferentes materiales y equipos de laboratorio con la finalidad de conocer sus características, con esta información pasarán a su manipulación.
- Cumplir con las normas de seguridad.
- Organizar los equipos de trabajo.
- Seguir los procedimientos de acuerdo a la guía y a las indicaciones del docente.
- Consulte al docente si tiene alguna duda.
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos.
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales.

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

- Realizar la lectura del manual de seguridad del laboratorio sobre las normas generales para los estudiantes.
- Revisar el video sobre normas de seguridad que se encuentran en las plataformas virtuales.
- Recibir la inducción de normas de seguridad e higiene en el laboratorio y el reconocimiento de equipos, materiales y reactivos.
- Anotar las directrices que permitan verificar el cumplimiento de las normas en el laboratorio.
- Observar, manipular y anotar toda la información proporcionada de los equipos, materiales y reactivos del laboratorio, para una adecuada clasificación, descripción y utilización.

Nota: Para la redacción del informe, describir en orden cronológico los pasos a seguir en la práctica, realizarlo en diagramas de flujo.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. NORMAS DE SEGURIDAD

Llenar la tabla de normas generales para los estudiantes y colocar 25 pictogramas de seguridad y peligro que se encuentran en el Laboratorio de Química General e Inorgánica.

Tabla 5.1-1.- Normas generales para los estudiantes

NORMA	DESCRIPCIÓN
Puntualidad	Hh:mm
Presentación	
EPP's	
Materiales	
Conducta	

Fuente: APELLIDOS, Nombre, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.1-2.- Pictogramas de seguridad y peligro

PICTOGRAMA	SIGNIFICADO

Fuente: APELLIDOS, Nombre, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.2. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

Consultar 25 equipos, materiales y reactivos que se utilizan comúnmente en el Laboratorio de Química General e Inorgánica.

Tabla 5.2-1.- Materiales de laboratorio

IMAGEN	MATERIAL	TIPO DE MATERIAL	USO

Fuente: APELLIDOS, Nombre, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-2.- Equipos de laboratorio

IMAGEN	EQUIPO	USO

Fuente: APELLIDOS, Nombre, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-3.- Reactivos de acuerdo con el rombo NFPA

NOMBRE DEL REACTIVO	TIPO DE RIESGO							
	T	I	R	W	COR	OX	RAD	B
Ácido clorhídrico	3	-	2	-	1	-	-	-

Fuente: APELLIDOS, Nombre, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones en relación con los objetivos planteados (general y específicos).

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXO I: CUESTIONARIO

- a) Mencione el nombre de los materiales de laboratorio que podría emplearse para:
 - Medir volúmenes
 - Mezclar reactivos en fase líquida o en solución.
 - Efectuar reacciones de neutralización.
- b) Indique la diferencia entre el material de vidrio refractario y no refractario y describa las características del vidrio PIREX.
- c) Indique la diferencia entre el material graduado o material volumétrico.
- d) Indique la correcta manipulación del vidrio
- e) ¿Qué es un pictograma, cómo se clasifican y utilizan?
- f) ¿Qué son las frases R y las frases S?
- g) Cite 10 sustancias peligrosas que se utilizan en el laboratorio. Coloque sus Pictogramas y sus significados. Además, describa el significado de sus frases R y S.
- h) Indique en que tipos de recipientes se deben almacenar soluciones:
 - Muy básicas
 - Inestables a la luz
- i) Que es el rombo NFPA, colocar el significado de cada color y los valores numéricos de cada uno.

ANEXO II: BIBLIOGRAFÍA

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada, en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe (deben ser de 3 en adelante), también se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

Link del video de la práctica: <https://www.youtube.com/watch?v=X09tFwCCssY>

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo IV)

- Fotos de EPP en el laboratorio
- Fotos de materiales de laboratorio.

PRÁCTICA No.02.- DETERMINACIÓN DE DENSIDAD Y VISCOSIDAD

1. DATOS GENERALES

NOMBRE(S): estudiante(s)

.....
.....

CODIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA

dd/mm/aa

2. OBJETIVO(S)

2.1. GENERAL

Determinar la densidad y viscosidad de varias sustancias, mediante el uso de materiales de laboratorio con la finalidad de conocer las propiedades fisicoquímicas de la materia.

2.2. ESPECÍFICOS (mín. 3)

“Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace....?; ¿Cómo se hace....?”

3. INSTRUCCIONES

- Conocer las propiedades fisicoquímicas de la materia.
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar el equipo de trabajo.
- Seguir los procedimientos de acuerdo con la técnica y a las indicaciones del docente.
- Consulte al docente si tiene alguna duda.
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos.
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales.

3.1. EQUIPOS Y MATERIALES

3.1.1. EQUIPOS

- Balanza analítica

3.1.2. MATERIALES

- 1 calibrador
- 1 vidrio reloj
- 1 espátula
- 1 vaso de precipitación 400 ml
- 1 vaso de precipitación 50 ml

- 1 probeta de 250 ml
- 1 probeta de 50 ml
- 1 picnómetro de 10 ml
- 1 piseta
- 1 cronómetro
- 1 flexómetro o regla de 30 cm
- 1 franela por estudiante
- Papel industrial
- Cinta masking

3.2. REACTIVOS Y SUSTANCIAS

3.2.1. REACTIVOS

- Aceite (vaselina, vegetal o coco)
- Jabón líquido
- Óxido de silicio (arena)

3.2.2. SUSTANCIAS

- Agua destilada
- 1 piedra pequeña
- 3 canicas

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. PROCEDIMIENTO

4.1.1. DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE LÍQUIDOS POR EL MÉTODO DEL PICNÓMETRO

- Medir la temperatura de la sustancia (agua).
- Pesar el picnómetro vacío y seco.
- Llenar el picnómetro con el líquido problema, registre el volumen.
- Tapar el picnómetro tomando en cuenta que no existan burbujas y secar externamente.
- Pesar el picnómetro con la muestra.
- Anotar los datos en la tabla 4.2-1.
- Repetir el mismo procedimiento para los demás líquidos (jabón líquido y aceite de vaselina).

4.1.2. DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE UN SÓLIDO REGULAR POR EL MÉTODO GEOMÉTRICO

- Medir la temperatura del sólido regular (canica).
- Pesar la canica.
- Determinar el diámetro de la canica utilizando el calibrador para calcular su volumen.
- Anotar los datos en la tabla 4.2-2.

- Repetir el mismo procedimiento para las demás canicas.

4.13. DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE UN SÓLIDO IRREGULAR POR EL MÉTODO DE LA PROBETA

- Medir la temperatura del sólido irregular (piedra pequeña).
- Pesar el sólido irregular (m_s).
- Agregar un volumen exacto de agua en la probeta (V_o).
- Sumergir la piedra completamente en la probeta con agua, con mucho cuidado.
- Leer cuidadosamente el volumen final (V_f). Anotar el volumen desplazado de agua.
- El volumen del sólido corresponde a la diferencia ($V_f - V_o$).
- Anotar los datos en la tabla 4.2-3.
- Repetir el mismo procedimiento para los 5 gr de arena.

4.1.4. DETERMINACIÓN DE LA VISCOSIDAD POR EL MÉTODO DE STOKES

- Calcular la densidad de la muestra líquida (jabón) (experimento 4.1.1.) y la densidad de la canica (experimento 4.1.2.).
- Añadir el jabón líquido hasta el borde de la probeta y medir la longitud que ocupa el líquido en la probeta (líquido en el borde de la probeta = X_1 ; líquido en el fondo de la probeta = X_2).
- Soltar la canica desde la superficie de la muestra líquida y registrar el tiempo que le toma a la canica desplazarse desde la borde (X_1) hasta el fondo de la probeta (X_2).
- Registrar y anotar sus observaciones.
- Repetir el procedimiento dos veces más.
- Anote los datos en la tabla 4.2-4.
- Repetir el mismo procedimiento con el aceite.

Nota: Para la redacción del informe, describir en orden cronológico los pasos a seguir en la práctica, realizarlo en diagramas de flujo.

4.2. DATOS EXPERIMENTALES

Tabla 4.2-1.- Datos para determinar la densidad de líquidos

Sustancia	m_p (g)	m_{p2} (g)	$m_p - m_{p2}$ (g)	V (cm ³)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Lab. Química General e Inorgánica, ESPOCH

Donde:

m_{p1} = peso del picnómetro vacío (g)

m_{p2} = peso del picnómetro lleno (g)

V = volumen del líquido en el picnómetro (cm³)

Tabla 4.2-2.- Datos para determinar la densidad de sólidos regulares

Sólido	m (g)	Dimensiones	
		Ø (cm)	r (cm)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Donde:

m = masa del sólido (g)

Ø = diámetro del sólido (cm)

r = radio del sólido (cm)

Tabla 4.2-3.- Datos para determinar la densidad de sólidos irregulares

Sólido	m (g)	V _o (cm ³)	V _f (cm ³)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Donde:

m = masa del sólido (g)

V_o = volumen inicial de agua en la probeta (cm³)

V_f = volumen final de agua en la probeta (cm³)

Tabla 4.2-4.- Datos para determinar la viscosidad de líquidos

Líquido	ρ _f (g/cm ³)	ρ _s (g/cm ³)	t (s)	e (cm)	r (cm)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Donde:

ρ_f = densidad del líquido (g/ cm³)

ρ_s = densidad de la canica (g/ cm³)

t = tiempo que tarda en recorrer la canica (s)

e = distancia que recorre la canica (cm)

r = radio de la canica (cm)

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. CÁLCULOS

- Densidad de líquidos**

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

$$m = m_{p2} - m_{p1}$$

Donde:

ρ = densidad (g/cm³)

m = masa (g)
 m_{p2} = masa del picnómetro con la muestra (g)
 m_{p1} = masa del picnómetro vacío (g)
 V = volumen (cm³)

- **Densidad de solidos regulares**

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

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3$$

$$r = \frac{\phi}{2}$$

Donde:

ρ = densidad (g/cm³)
 m = masa (g)
 V = volumen (cm³)
 r = radio de la canica (cm)
 ϕ = diámetro de la canica (cm)

- **Densidad de solidos irregulares**

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

$$V = V_f - V_o$$

Donde:

ρ = densidad (g/cm³)
 m = masa (g)
 V = volumen desplazado (cm³)
 V_o = volumen inicial del líquido en la probeta (cm³)
 V_f = volumen final del líquido en la probeta (cm³)

- **Viscosidad**

$$\eta = \frac{2g(\rho_s - \rho_f)r^2}{9vt}$$

$$Vt = \frac{e}{t}$$

Dónde:

η = viscosidad

g = gravedad (m/s^2)
 ρ_s = densidad de la canica (g/cm^3) ρ_f
 = densidad del líquido (g/cm^3) r =
 radio de la canica (cm)
 v_l = velocidad lineal (m/s)
 t = tiempo que tarda en recorrer la canica (s)
 e = distancia que recorre la canica (cm)

5.2. TABLAS DE RESULTADOS

Tabla 5.2-1.- Resultados de densidad de líquidos método del picnómetro

Sustancia	ρ (g/cm^3)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-2.- Resultados densidad de sólidos regulares e irregulares

Sólido	ρ (g/cm^3)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-3.- Resultados de viscosidad

Sustancia	v_l (m/s)	η (poise; g/cm.s)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.3. ANÁLISIS E INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos que muestra la literatura, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.4. OBSERVACIONES

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento, etc. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones en relación con los objetivos planteados (general y específicos).

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXO I: CUESTIONARIO

- a) ¿Cómo es la viscosidad del aceite encontrada respecto al valor de la viscosidad del agua?
¿Cuántas veces es mayor la viscosidad del aceite respecto a la del agua? ¿Qué significa ese resultado?
- b) En la literatura se suele reportar la densidad de un líquido empleando el siguiente símbolo: d_4^{20}
¿Qué significado tiene el subíndice y el superíndice?
- c) ¿Cómo se determina la densidad de un gas? ¿Qué factores afectan la densidad de los gases?
- d) ¿Se afecta significativamente la densidad de un líquido con los cambios de temperatura?
¿Con los cambios de presión?

ANEXO II: BIBLIOGRAFÍA

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada, en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe (deben ser de 3 en adelante), también se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

PRÁCTICA No. 03.- ELECTROLISIS DEL AGUA

1. DATOS GENERALES

NOMBRE(S): estudiante(s)

.....
.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA

dd/mm/aa

2. OBJETIVO(S)

2.1. General

Realizar la electrolisis del agua mediante el uso de una celda electrolítica con el fin de observar su descomposición en oxígeno e hidrógeno.

2.2. Específicos (min. 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace....?; ¿Cómo se hace.....?

3. INSTRUCCIONES

- Conocer sobre el proceso de electrolisis.
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar el equipo de trabajo.
- Seguir los procedimientos de acuerdo con la técnica y a las indicaciones del Docente.
- Consulte al Docente si tiene alguna duda.
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos.
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales.

3.1. Equipos y materiales

3.1.1. Equipos

- Balanza analítica
- Reverbero
- Agitador magnético

3.1.2. Materiales

- Celda electrolítica (dos tornillos de acero inoxidable o grafito, una batería de 9 voltios, dos cables conectores y una cuba electrolítica)

- 1 vaso de precipitación de 600 ml
- 1 piseta
- 1 varilla de agitación
- 2 tubos de ensayo
- 1 pinza para tubo de ensayo
- 1 gradilla
- 1 encendedor
- 1 magneto
- 1 recogedor magnético
- 1 franela por estudiante
- Papel industrial
- Cinta masking
- Plastilina

3.2. Reactivos y sustancias

3.2.1. Reactivos

- Hidróxido de potasio al 99,99%

3.2.2. Reactivos

- Agua destilada

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. Procedimiento

- Pesar 12 g de hidróxido de potasio.
- Disolver el hidróxido de potasio en 400 ml de agua destilada.
- Armar la celda electrolítica.
- Colocar cada tubo de ensayo en los terminales eléctricos (cátodo y ánodo).
- Conectar el circuito a la batería.
- Esperar a que se dé la descomposición del agua en los gases oxígeno e hidrógeno y desalojen el agua de los tubos de ensayo.
- Observar la electrolisis del agua: la separación de Oxígeno(O) y el Hidrógeno (H), en el ánodo (+) se encuentra el Oxígeno y en el cátodo (-) se encuentra el Hidrógeno.
- Comprobar que se obtuvo hidrógeno acercando la llama a la boca del tubo.
- Anotar las observaciones.

Nota: Para la redacción del informe, describir en orden cronológico los pasos a seguir en la práctica, realizarlo en diagramas de flujo.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. Reacciones

Escribir las reacciones balanceadas (oxidación, reducción y neta) correspondientes a la práctica.

5.2. Cálculos

Determinar la cantidad obtenida de oxígeno e hidrógeno en las electrolisis del agua, mediante el uso de la reacción neta.

5.3. Resultados

Tabla 5.3-1 Resultados de la electrólisis del agua

Sustancia	Fórmula	Peso (g)	Estado de agregación de la materia

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.4. Análisis e interpretación de resultados

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos que muestra la literatura, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.5. Observaciones

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento, etc. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones en relación con los objetivos planteados (general y específicos).

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXO I: CUESTIONARIO

- ¿Qué es celda electrolítica?
- ¿Qué es celda voltaica?
- ¿Qué son celdas fotovoltaicas?
- ¿Qué es una celda solar?
- Diferencias entre celda electrolítica y celda voltaica.

ANEXO II: BIBLIOGRAFÍA

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada, en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe (deben ser de 3 en adelante), también se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

Link vídeo: <https://www.youtube.com/watch?v=wlAU0zReIRY>

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

PRÁCTICA No. 04.- LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA Y ESTEQUIOMETRÍA DE UNA REACCIÓN

1. DATOS GENERALES

NOMBRE(S): estudiante(s)

.....
.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA

dd/mm/aa

2. OBJETIVO(S)

2.1. General

Comprobar la ley de conservación de masa y estequiometria de una reacción mediante la interacción de reactivos con la finalidad de observar la formación de productos.

2.2. Específicos (min 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace....?; ¿Cómo se hace....?

3. INSTRUCCIONES

- Conocer acerca de la Ley de la Conservación de la Masa
- Saber que es la estequiometria
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar los equipos de trabajo
- Seguir los procedimientos de acuerdo con la guía y a las indicaciones del docente.
- Consulte al Docente si tiene alguna duda
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales

3.1. Equipos y materiales

3.1.1. Equipos

- Balanza analítica
- Campana de extracción de olores

3.1.2. Materiales

- 1 vidrio reloj
- 1 balón de aforo de 100 ml
- 1 probeta de 50 ml

- 2 vasos de precipitación de 50 ml
- 1 vaso de precipitación de 25 ml
- 1 espátula
- 1 varilla de agitación
- 1 piseta
- 2 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 pipeta graduada de 5ml
- 1 pipeta graduada de 2ml
- 1 embudo simple
- 1 trípode
- 1 pera de succión
- 1 globo pequeño
- Papel filtro
- Cinta masking
- Franela
- Papel industrial

3.2. Reactivos y sustancias

3.2.1. Reactivos

- Bicarbonato de sodio al 99.9%
- Ácido acético al 5% con densidad de 1.07 g/ml
- Nitrato de plata al 100%
- Yoduro de potasio al 99.5%

3.2.2. Sustancias

- Agua destilada

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. Procedimiento

4.1.1. Ley de conservación de la masa (Experimentos A)

- Añadir 50 ml de ácido acético (vinagre) en un balón de aforo.
- Pesar 2.5 g de bicarbonato de sodio y añadirlo en el globo con la ayuda de una espátula.
- Colocar el globo en la boca del balón de aforo y sellar el sistema (S1).
- Pesar S1 (balón de aforo + globo + ácido acético + bicarbonato de sodio).
- Verter el contenido del globo en el balón de aforo y agitar.
- Anotar las observaciones.
- Una vez que haya terminado la reacción, pesar S2 (balón de aforo + globo + productos) para demostrar el principio de Ley de Conservación de la Masa.

4.1.2. Estequiometría de una reacción (Experimentos B)

- Añadir 5 ml de solución de yoduro de potasio 1 M en un tubo de ensayo.
- Añadir 2 ml de solución de nitrato de plata 1 M en otro tubo de ensayo.
- Verter la solución de AgNO_3 en el tubo que contiene el KI.
- Agitar el tubo para que se dé la reacción.
- Anotar las observaciones.
- Armar el equipo de filtración simple (embudo simple, trípode, vaso de precipitación y papel filtro).
- Pesar el papel filtro.
- Separar el precipitado mediante filtración simple.
- Secar en una estufa a 60°C durante 4 horas.
- Pesar el papel filtro que contiene el producto seco.
- Realizar los cálculos estequiométricos.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. Reacciones

- Escribir las reacciones balanceadas correspondientes a:
- Ley de la conservación de la masa.
- Estequiometría de una reacción.

5.2. Cálculos

5.2.1. Ley de la conservación de la masa

- Comprobar la ley de la conservación de la masa, determinando que $S_1=S_2$.

5.2.2. Cálculos estequiométricos

- Realizar los cálculos de preparación de soluciones para el yoduro de potasio y nitrato de plomo II.
- Realizar los cálculos estequiométricos del experimento B (reactivo limitante, reactivo en exceso, masa teórica de reactivos y productos).

5.2.3. Rendimiento y error porcentual del precipitado

Rendimiento porcentual

$$\%R = \frac{\text{masa experimental(g)}}{\text{masa teórica (g)}} \times 100\%$$

Error porcentual

$$\%E = \frac{\text{masa teórica (g)} - \text{masa experimental (g)}}{\text{masa teórica (g)}} \times 100\%$$

5.3. Resultados

Tabla 5.3-1.- Resultados de Ley de la Conservación de la Masa (experimento A)

Reactivos		Productos	
Sustancias (S1)	Masa total (g)	Sustancias (S2)	Masa total (g)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.3-2.- Resultados de preparación de soluciones (experimento B)

Reactivos	Formula	Masa (g)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.3-3.-Rendimiento y error porcentual del precipitado (experimento B)

Nombre del precipitado	Formula	Masa experimental (g)	Masa teórica (g)	Rendimiento porcentual (%)	Error porcentual (%)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.4. Análisis de resultados

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.5. Observaciones

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento de especímenes. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones que conlleven a la práctica en función de los objetivos planteados incluyendo el objetivo general.

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXOS I: CUESTIONARIO

- 1) ¿Qué es reactivo limitante?
- 2) ¿Qué es reactivo exceso?
- 3) ¿Qué indica el principio de la ley de la conservación de la materia?

ANEXOS II: REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe deben ser de 3 en adelante; además, se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

<https://www.youtube.com/watch?v=OlQp7LOWgYs> (Ley de la conservación de la materia)

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

PRÁCTICA No.05.- IDENTIFICACIÓN DE TIPO DE ENLACE Y MEDICIÓN DE PH

1. DATOS GENERALES

NOMBRE: estudiante(s)

.....
.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN:

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA:

dd/mm/aa

2. OBJETIVO(S)

2.1. GENERAL

Identificar el tipo de enlace y el pH que poseen algunos compuestos mediante el uso de un equipo de conductividad, tiras de pH y potenciómetro con el fin de comprobar si son sustancias conductoras de electricidad y determinar el potencial de hidrógeno que posee cada una.

2.2. ESPECÍFICOS (Mínimo 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace....?; ¿Cómo se hace....?

3. INSTRUCCIONES

- Investigar los tipos de enlaces químicos que se conocen.
- Investigar la escala de pH, para conocer el pH de cada sustancia a utilizar
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar el equipo de trabajo
- Seguir los procedimientos de acuerdo con la guía y a las indicaciones del Docente.
- Consulte al Docente si tiene alguna duda
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales

3.1. EQUIPOS Y MATERIALES

3.1.1. EQUIPOS

- Campana de extracción de olores
- Circuito de conductividad
- Potenciómetro

3.1.2. MATERIALES

- 3 vasos de precipitación de 50 ml
- 1 vaso de precipitación de 100 ml

- 1 pipeta graduada de 25 ml
- 1 pera de succión
- 18 vasos de plásticos pequeños
- 1 piseta
- 1 caja de tiras de pH (papel indicador)

3.2. SUSTANCIAS Y REACTIVOS

3.2.1. SUSTANCIAS

- Agua destilada
- Agua de la llave
- Agua lluvia

3.2.2. REACTIVOS

- Ácido clorhídrico al 0,1 M
- Sulfato de cobre al 0,5 M
- Hidróxido de potasio al 0,1 M
- Acetona
- Azúcar
- Cerveza
- Gaseosa
- Leche
- Leche de magnesia
- Orina
- Sal de mesa
- Vinagre
- Vino
- Yogurt
- Zumo de limón
- Zumo de naranja
- Papa mediana
- Clavo de zinc
- Moneda de cobre
- Barra de aluminio
- Esfera de níquel

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. PROCEDIMIENTO

4.1.1. CONDUCTIVIDAD

Las pruebas por conductividad eléctrica se harán de la siguiente manera:

Para las soluciones:

- En diferentes vasos de precipitación colocar cada una de las soluciones (25 ml).

- Medir la conductividad de cada una de las soluciones preparadas mediante el uso de un circuito de conductividad.
- Observar si conducen o no la electricidad.
- Identificar el tipo de enlace.

Para los sólidos:

- Tomar el sólido y medir la conductividad mediante el uso de un circuito de conductividad.
- Observar si conducen o no la electricidad.
- Identificar el tipo de enlace.

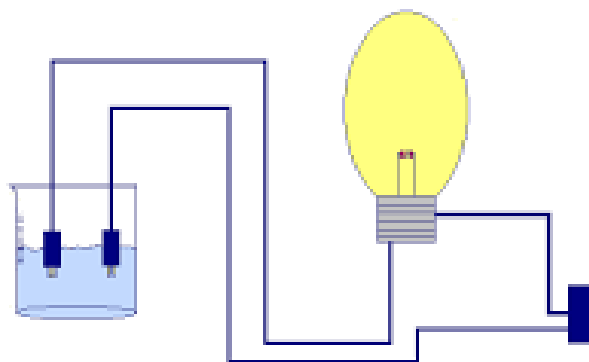


Figura 4.1

4.1.2. Conductímetro Para las soluciones:

- En diferentes vasos de precipitación colocar cada una de las soluciones (25 ml).
- Introducir el electrodo del conductímetro en cada solución.
- Registrar el valor de conductividad que arroja el equipo.
- Identificar el tipo de enlace.

4.1.3. MEDICIÓN DE PH

Papel indicador:

- Añadir 20 ml de cada sustancia en vasos de plásticos.
- Introducir una tira de pH en cada sustancia por un segundo y posteriormente retirarla.
- Comparar la coloración de cada tira con los referentes en la caja de pH.
- Anote las observaciones.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. CÁLCULOS

EN = $E_{\text{mayor}} - E_{\text{menor}}$ Donde:

EN = electronegatividad del compuesto

E_{mayor} = electronegatividad mayor E_{menor} = electronegatividad menor

5.2. RESULTADOS

Tabla 5.1-1.- Resultados de tipo de enlace mediante el uso del circuito de conductividad

Sustancia	Ecuación iónica	Estructura d Lewis	Electronegatividad	Tipo de enlace	Conduce electricidad (si / no)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-2.- Resultados de conductividad mediante el uso de un conductímetro

Sustancia	Conductividad (mV)	Tipo de enlace

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

Tabla 5.2-3.- Resultados de pH mediante el uso de tiras de papel indicador

Sustancia	Conductividad (mV)	Tipo de enlace

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.3. Análisis de resultados

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.4. Observaciones

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento de especímenes. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones que conlleven a la práctica en función de los objetivos planteados incluyendo el objetivo general.

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXO I: CUESTIONARIO

- ¿Cuáles son sustancias conductoras y cuáles no conductoras y explique por qué?
- ¿Qué tipo de enlace se presenta en cada sustancia y por qué?
- ¿En cuál de los siguientes estados el cloruro de sodio podría conducir electricidad? a) sólido, b) fundido, c) disuelto en agua. Explique sus respuestas.
- Con los símbolos de puntos de Lewis muestre la transferencia de electrones entre los

siguientes átomos para formar cationes y aniones: a) Na y F, b) K y S, c) Ba y O, d) Al y N.

- Azúcar y metanol son compuestos de C, H y O con enlace covalente, pero a pesar de tener enlace covalente son solubles en agua. ¿Por qué?
- ¿A qué se debe la conductividad de la papa y el jugo de limón, que iones hay presentes en ellos?
- ¿Qué es una solución tampón? Para que sirven
- ¿Cuál es la utilidad del estudio del pH en su carrera?

ANEXO II: BIBLIOGRAFÍA

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe deben ser de 3 en adelante; además, se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

PRÁCTICA No.06.- PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

1. DATOS GENERALES

NOMBRE: estudiante(s)

.....
.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN:

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA:

dd/mm/aa

2. OBJETIVO(S)

2.1. GENERAL

Realizar la preparación de soluciones mediante la experimentación con reactivos y materiales de laboratorio con el fin de conocer los diferentes tipos de concentración.

2.2. ESPECÍFICOS (mínimo 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace...?; ¿Cómo se hace...?

3. INSTRUCCIONES

- Conocer que es una solución.
- Investigar qué tipo de soluciones existen.
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar los equipos de trabajo.
- Seguir los procedimientos de acuerdo a la guía y a las indicaciones del docente.
- Consulte al docente si tiene alguna duda.
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos.
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales.

3.1. EQUIPOS Y MATERIALES

3.1.1. EQUIPOS

- Balanza analítica
- Campana de extracción de olores
- Agitador magnético o reverbero

3.1.2. MATERIALES

- 2 vidrios reloj

- 2 espátulas
- 1 vaso de precipitación de 25 ml
- 1 vaso de precipitación de 50 ml
- 1 vaso de precipitación de 100 ml
- 2 varillas de agitación
- 1 balón aforado de 10 ml
- 1 balón aforado de 25 ml
- 1 balón aforado de 50 ml
- 1 balón aforado de 100 ml
- 1 pipeta graduada de 1 ml
- 1 pipeta graduada de 5 ml
- 1 pipeta graduada de 10 ml
- 1 piseta
- 1 pera de succión
- 1 magneto
- 1 recogedor magnético
- 1 cinta masking
- Papel industrial
- Franela

3.2. SUSTANCIAS Y REACTIVOS

3.2.1. SUSTANCIAS

- Agua destilada

3.2.2. REACTIVOS

- **Ácido nítrico** al 69% con densidad de 1,42 g/ml
- **Disulfito de sodio** al 93% con densidad de 1,48 g/ml
- **Metanol** al 99,8% con densidad de 0,79 g/ml
- **Tiosulfato de sodio** pentahidratado al 100% con densidad de 1,74 g/ml

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. DISOLUCIÓN DE REACTIVOS SÓLIDOS

A. Tiosulfato de sodio con pureza al 100%

$$N = \frac{\# \text{ eq soluto}}{L \text{ solución}}$$

$$\# \text{ eq soluto} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Peso eq}}$$

$$\text{Peso eq} = \frac{\text{Peso molecular}}{\Delta Z}$$

- Calcular la cantidad de soluto (g) que se necesita para preparar 50 ml de solución a una concentración de 0,18 N.
- Colocar el vidrio reloj en la balanza analítica y pesar el soluto (g) calculado con la ayuda de una espátula.
- Agregar el soluto (g) en un vaso de precipitación y añadir la mitad del solvente (agua destilada) que se necesita para preparar la solución.
- Disolver con la ayuda de una varilla de agitación.
- Trasvasar la solución a un balón aforado (volumétrico) de 50 ml.
- Enjuagar el vaso de precipitación con un poco de agua destilada, posteriormente añadirlo al balón de aforo.
- Añadir agua destilada mediante el uso de la piseta hasta la línea de aforo del balón volumétrico.
- Tapar el balón de aforo y homogenizar la mezcla mediante inversión del mismo.
- Etiquetar y almacenar.

B. Disulfito de sodio con pureza al 93%

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} * \text{Pureza del reactivo}$$

- Calcular la cantidad de soluto (g) que se necesita para preparar 25 ml de solución a una concentración 5% P/V.
- Colocar el vidrio reloj en la balanza analítica y pesar el soluto (g) calculado con la ayuda de una espátula.
- Agregar el soluto (g) en un vaso de precipitación y añadir la mitad del solvente (agua destilada) que se necesita para preparar la solución.
- Disolver con la ayuda de una varilla de agitación.
- Trasvasar la solución a un balón aforado (volumétrico) de 25 ml.
- Enjuagar el vaso de precipitación con un poco de agua destilada, posteriormente añadirlo al balón de aforo.
- Añadir agua destilada mediante el uso de la piseta hasta la línea de aforo del balón volumétrico.
- Tapar el balón de aforo y homogenizar la mezcla mediante inversión del mismo.
- Etiquetar y almacenar.

4.2. DISOLUCIÓN DE REACTIVOS LÍQUIDOS

A. Ácido nítrico al 69%

$$M = \frac{\text{\#moles del soluto}}{L \text{ solución}}$$

$$\text{masa del soluto (g)} = \text{Peso molecular} * \text{\#moles del sodio}$$

$$\text{densidad del soluto} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen del soluto (mL)}}$$

- Calcular la cantidad de soluto (ml) que se necesita para preparar 10 ml de solución a una concentración de 1,1 M.
- Medir con una pipeta graduada la cantidad de soluto (ml) calculado y agregar a un balón aforado (volumétrico) de 10 ml.
- Añadir agua destilada mediante el uso de la piseta hasta la línea de aforo del balón volumétrico.
- Tapar el balón de aforo y homogenizar la mezcla mediante inversión del mismo.
- Etiquetar y almacenar.

B. Metanol con pureza al 99,8%

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{Volumen del soluto (mL)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} * \text{Pureza del reactivo}$$

- Calcular la cantidad de soluto (ml) que se necesita para preparar 100 ml de solución a una concentración de 3,7% V/V.
- Medir con una pipeta graduada la cantidad de soluto (ml) calculado y agregar a un balón aforado (volumétrico) de 100 ml.
- Añadir agua destilada mediante el uso de la piseta hasta la línea de aforo del balón volumétrico.
- Tapar el balón de aforo y homogenizar la mezcla mediante inversión del mismo.
- Etiquetar y almacenar.

4.3. DILUCIÓN

A. Tiosulfato de sodio 0,1 N

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

- Calcular la cantidad de soluto (ml) que se necesita para preparar 50 ml de dilución a una concentración de 0,06 M.
- Medir con una pipeta graduada la cantidad de soluto (ml) calculado y agregar a un balón aforado (volumétrico) de 50 ml.
- Añadir agua destilada mediante el uso de la piseta hasta la línea de aforo del balón volumétrico.
- Tapar el balón de aforo y homogenizar la mezcla mediante inversión del mismo.
- Etiquetar y almacenar.

Nota: Para la redacción del informe, describir en orden cronológico los pasos a seguir en la práctica, realizarlo en diagramas de flujo.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. REACCIONES

Escribir las reacciones de preparación de soluciones pertinente a cada experimento.

5.2. CÁLCULOS

Realizar los cálculos de preparación de soluciones correspondiente a cada experimento.

5.3. RESULTADOS

Identificar los resultados que se obtendrán al final de la práctica de laboratorio.

Tabla 5.3.1- Resultados de preparación de soluciones

NOMBRE DE LA SOLUCIÓN	FORMULA MOLECULAR	PM (g/mol)	CONC.	CANT. SOLUTO (g o ml)	V _{sol} (ml)

Fuente: APELLIDOS, Nombres, Laboratorio de Química General e Inorgánica, ESPOCH

5.4. ANÁLISIS DE RESULTADOS

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos que muestra la literatura, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.5. OBSERVACIONES

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento de especímenes. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones en relación con los objetivos planteados (general y específicos).

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXOS I: CUESTIONARIO

- Describa las formas de expresar las concentraciones de una solución.
- ¿Qué es una mezcla, sustancia pura y solución patrón?
- ¿Qué es una disolución y una dilución? ¿Cuál es la diferencia?

- d) ¿Qué es la “regla de las mezclas”?
- e) Se tomaron 25 ml de H_2SO_4 densidad 1,82 g/ml y 95 % de pureza se aforo hasta un volumen final de 250 ml calcule la concentración mol/L.

ANEXOS II: REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada, en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe (deben ser de 3 en adelante), también se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

PRÁCTICA No.07.- IDENTIFICACIÓN DE METALES POR EL MÉTODO DE COLORACIÓN A LA LLAMA

1. DATOS GENERALES

NOMBRE: estudiante(s)

.....
.....

CÓDIGO: estudiante(s)

.....
.....

GRUPO No.:

FECHA DE REALIZACIÓN

dd/mm/aa

FECHA DE ENTREGA

dd/mm/aa

2. OBJETIVOS

2.1. GENERAL

Identificar los espectros de emisión en la región visible que emiten ciertos metales al ser sometidos a llama directa para observar el color característico de cada uno.

2.2. ESPECÍFICOS (Mín. 3)

Describir en forma estructurada el o los objetivo(s) que persigue la práctica que responda a ¿Qué se hace....?; ¿Cómo se hace....?

3. INSTRUCCIONES

- Conocer la ubicación y las características de los metales en la tabla periódica.
- Consultar la coloración que emite cada metal.
- Cumplir con las normas de seguridad y preparación de materiales.
- Organizar el equipo de trabajo.
- Seguir los procedimientos de acuerdo con la técnica y a las indicaciones del Docente.
- Consulte al Docente si tiene alguna duda.
- Realice las observaciones, toma de datos y anótelos.
- Lave el material, limpie el lugar de trabajo y entregue reactivos y materiales.

3.1. EQUIPOS Y MATERIALES

3.1.1. EQUIPOS

- Balanza analítica
- Cámara oscura

3.1.2. MATERIALES

- 1 probeta de 50 mL
- 3 cápsulas o crisol de porcelana
- 3 vidrio reloj
- 1 varilla de agitación

- 2 espátulas
- 1 pipeta graduada de 5 ml
- 1 pinza para crisol
- 1 piseta
- 1 pera de succión
- 1 caja de fósforo
- 1 cinta masking
- Papel industrial
- Franela

3.2. REACTIVOS Y SUSTANCIAS

3.2.1. REACTIVOS

- Cloruro de litio
- Cloruro de sodio
- Cloruro de potasio
- Cloruro de calcio
- Cloruro de bario
- Cloruro de estroncio
- Cloruro de cobre I
- Cloruro de cobre II
- Cloruro de estaño
- Cloruro de aluminio
- Cloruro de hierro II
- Cloruro de cobalto II
- Cloruro de zinc
- Metanol

3.2.2. SUSTANCIAS

- Agua destilada

4. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR

4.1. PROCEDIMIENTO

- En una cápsula de porcelana pesar 0,2 gr de la sal que contiene el metal a examinar (cloruro de sodio).
- Con una pipeta graduada añadir 3 ml de metanol a la cápsula.
- Mediante la ayuda de una varilla de agitación mezclar la sal con el metanol.
- Encender un cerillo y con mucho cuidado introducirlo en la cápsula de porcelana que contiene la mezcla.
- Anotar las observaciones.
- Repita el mismo procedimiento con las de más sales que contiene los metales.

Nota: Para la redacción del informe, describir en orden cronológico los pasos a seguir en la

práctica, realizarlo en diagramas de flujo.

5. RESULTADOS OBTENIDOS

5.1. RESULTADOS

Tabla 5.1-1.- Color que emite la llama los metales examinados

Sustancia	Color que emite

Fuente: APELLIDOS, Nombres. Laboratorio de Química General e Inorgánica. ESPOCH

Tabla 5.1-2.- Configuración electrónica de cada metal examinado

Metal	Configuración electrónica en estado fundamental	Configuración electrónica en estado excitado	Longitud de onda (nm)

Fuente: APELLIDOS, Nombres. Laboratorio de Química General e Inorgánica. ESPOCH

5.2. ANÁLISIS E INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS

El estudiante debe centrarse en interpretar los resultados obtenidos comparándolos con valores teóricos que muestra la literatura, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores.

5.3. OBSERVACIONES

Información adquirida en el laboratorio a partir del sentido de la vista, es decir en el cambio de apariencia, comportamiento, etc. Señalar sólo lo objetivamente observado, independientemente de si cumple las expectativas o no.

6. CONCLUSIONES

Describir en forma lógica las conclusiones en relación con los objetivos planteados (general y específicos).

7. RECOMENDACIONES

Describir en forma lógica las recomendaciones que sean pertinentes a la práctica.

ANEXOS

ANEXOS I: CUESTIONARIO

- 1) ¿A qué se debe que cada elemento presente una llama con coloración característica?
- 2) ¿Qué aplicación o utilidad se le puede dar a esta práctica?
- 3) ¿Cuál es el elemento que da un color más intenso y por qué?
- 4) Si llega al laboratorio una muestra desconocida y en el análisis a la flama se obtiene una de color roja. ¿De qué elemento se trata?

- 5) ¿Por qué se tiene que limpiar el asa y/o cucharilla con ácido entre ensayo y ensayo?
- 6) ¿Por qué se usa ácido clorhídrico, relacione con las sales?
- 7) ¿Por qué al inicio en el ensayo con metanol las flamas son iguales y luego cambian?

ANEXOS II: REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Escribir la fuente bibliográfica general, específica que sustentan la práctica con bibliografía existente en bibliotecas, libros, revistas, periódicos, enciclopedias, multimedia, Internet y debidamente actualizada, en normas APA. Todas las citas utilizadas en la construcción del informe (deben ser de 3 en adelante), también se debe incluir las citas bibliográficas del cuestionario.

ANEXO III: ESQUEMA DEL EQUIPO ARMADO

Fotos en el formato establecido (formato anexo III)

ISBN: 978-9942-7386-8-4

