



UTPL
La Universidad Católica de Loja

Vicerrectorado de Modalidad Abierta y a Distancia

Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica

Guía didáctica



Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica

Guía didáctica

Carrera	PAO Nivel
Pedagogía de las Ciencias Experimentales (Pedagogía de la Química y Biología)	V

Autores:

María de Los Ángeles Guamán Coronel

Reestructurada por:

María Belén Bayas Fernández



E D U C _ 3 1 1 9

Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica

Guía didáctica

María de Los Ángeles Guamán Coronel

Reestructurada por:

María Belén Bayas Fernández

Diagramación y diseño digital

Ediloja Cía. Ltda.

Marcelino Champagnat s/n y París

edilojacialtda@ediloja.com.ec

www.ediloja.com.ec

ISBN digital -978-9942-39-013-4

Año de edición: noviembre, 2020

Edición: primera edición reestructurada en diciembre 2024 (con un cambio del 35%)

Loja-Ecuador



Los contenidos de este trabajo están sujetos a una licencia internacional Creative Commons **Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual** 4.0 (CC BY-NC-SA 4.0). Usted es libre de **Compartir** – copiar y redistribuir el material en cualquier medio o formato. **Adaptar** – remezclar, transformar y construir a partir del material citando la fuente, bajo los siguientes términos: **Reconocimiento**– debe dar crédito de manera adecuada, brindar un enlace a la licencia, e indicar si se han realizado cambios. Puede hacerlo en cualquier forma razonable, pero no de forma tal que sugiera que usted o su uso tienen el apoyo de la licenciatante. **No Comercial**– no puede hacer uso del material con propósitos comerciales. **Compartir igual**– Si remezcla, transforma o crea a partir del material, debe distribuir su contribución bajo la misma licencia del original. No puede aplicar términos legales ni medidas tecnológicas que restrinjan legalmente a otras a hacer cualquier uso permitido por la licencia. <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>

Índice

1. Datos de información	10
1.1 Presentación de la asignatura.....	10
1.2 Competencias genéricas de la UTPL.....	10
1.3 Competencias del perfil profesional	10
1.4 Problemática que aborda la asignatura	11
2. Metodología de aprendizaje	12
3. Orientaciones didácticas por resultados de aprendizaje.....	13
Primer Bimestre.....	13
Resultado de aprendizaje 1 y 2:	13
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	14
Semana 1	14
Unidad 1. Materia y energía	14
1.1. Materia.....	14
1.2. Estados físicos de la materia	15
1.3. Clasificación de la materia	17
1.4. Propiedades y cambios físicos y químicos	19
Autoevaluación 1	20
Unidad 2. Mediciones fundamentales	23
2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)	23
2.2. Medición métrica de longitud y aproximaciones	23
2.3. Medición métrica del volumen y conversiones.....	25
2.4. Medición métrica de la masa y conversiones	26
2.5. La incertidumbre en las mediciones.....	27
2.6. Cifras significativas.....	28
2.7. Notación científica	29
2.8. Densidad y densidad relativa.....	30
2.9. Medición de la temperatura.....	31
Actividades de aprendizaje recomendadas	34

Autoevaluación 2.....	36
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	39
Semana 2.....	39
Unidad 3. Periodicidad química: elementos, átomos y tabla periódica.....	39
3.1. Nombres y símbolos	39
3.2. Elementos abundantes y elementos raros	39
3.3. La tabla periódica de los elementos	41
3.4. Propiedades físicas de los elementos.....	42
3.5. La teoría atómica de Dalton	43
3.6. Átomos y partículas subatómicas	44
3.7. Isótopos	45
3.8. Masa atómica de los elementos	47
3.9. Conteo de moles	48
Actividades de aprendizaje recomendadas	51
Autoevaluación 3.....	52
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	55
Semana 3.....	55
Unidad 4. Estructura atómica: iones y átomos	55
4.1. Modelos atómicos	55
4.2. Niveles energéticos de los electrones	56
4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis	57
4.4. Subniveles energéticos y orbitales	58
4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales	60
Actividades de aprendizaje recomendadas	62
Autoevaluación 4.....	63
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	67
Semana 4.....	67
Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos	67
5.1. Funciones químicas inorgánicas	67

5.2. Tipos de nomenclatura	68
5.3. Iones monoatómicos	69
5.4. Iones poliatómicos.....	70
5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos.....	71
5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales	71
5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas	73
Actividades de aprendizaje recomendadas	74
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	77
Semana 5.....	77
Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos	77
5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos.....	77
5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidruros	78
5.10. Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos	81
5.11. Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales	82
5.12. Número de oxidación de los átomos en los compuestos y iones poliatómicos	84
5.13. Algunas sustancias químicas y usos	86
Actividades de aprendizaje recomendadas	88
Autoevaluación 5.....	90
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	94
Semana 6.....	94
Unidad 6. Enlaces químicos	94
6.1. Enlaces iónicos	94
6.2. Enlaces covalentes	96
6.3. Electronegatividad	100
6.4. Enlaces metálicos	101
6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos	102
6.6. Puentes de hidrógeno	103

Actividades de aprendizaje recomendadas	104
Autoevaluación 6.....	106
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	109
Semana 7.....	109
Unidad 7. Estrategias didácticas y técnicas para la enseñanza de las ciencias experimentales	109
7.1. Introducción.....	109
7.2. Modelos pedagógicos, estrategias y técnicas de enseñanza.....	113
Actividades de aprendizaje recomendadas	122
Autoevaluación 7.....	123
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	125
Semana 8.....	125
Actividades finales del bimestre	125
Segundo bimestre.....	127
Resultado de aprendizaje 1 y 2:.....	127
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	127
Semana 9.....	127
Unidad 8. Reacciones químicas	127
8.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas	128
8.2. Ecuaciones químicas balanceadas	128
8.3. Escritura y balanceo de ecuaciones químicas	129
Actividad de aprendizaje recomendada	133
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	134
Semana 10.....	134
Unidad 8. Reacciones químicas	134
8.3. Escritura y balanceo de ecuaciones químicas	134
8.4. Clasificación de las reacciones.....	139
Actividades de aprendizaje recomendadas	141
Autoevaluación 8.....	143

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	146
Semana 11	146
Unidad 9. Estequiométria	146
9.1. Razones molares a partir de ecuaciones químicas	146
9.2. Cálculos de mol a mol	147
9.3. Cálculos con moles y masas.....	149
9.4. Cálculo de reactivo limitante.....	154
9.5. Rendimiento porcentual.....	155
Actividades de aprendizaje recomendadas	157
Autoevaluación 9.....	159
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	162
Semana 12.....	162
Unidad 10. Soluciones	162
10.1. Definición de solución o disolución	162
10.2. Terminología de solubilidad	166
10.3. Expresiones de la concentración de las soluciones.....	167
Actividad de aprendizaje recomendada	175
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	177
Semana 13.....	177
Unidad 10. Soluciones	177
10.3. Expresiones de la concentración de las soluciones.....	177
10.4. Soluciones por dilución	183
10.5. Propiedades coligativas de las soluciones	185
10.6. Coloides	186
Actividades de aprendizaje recomendadas	186
Autoevaluación 10.....	187
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	190
Semana 14.....	190
Unidad 11. Velocidades de reacción y equilibrio químico	190

11.1. Velocidades de reacción: teoría de colisiones.....	190
11.2. Factores que gobiernan las velocidades de reacción	191
11.3. Reacciones reversibles y equilibrio.....	192
11.4. Principio de Le Chatelier.....	193
Autoevaluación 11.....	194
Unidad 12. Ácidos y bases	197
12.1. Ácidos y bases: teoría de Arrhenius	197
12.2. Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry	199
12.3. Definiciones de ácidos y bases de Lewis	200
12.4. Escala de pH.....	201
12.5. Conversiones de pH y pOH.....	204
Actividades de aprendizaje recomendadas	204
Autoevaluación 12.....	208
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	210
Semana 15.....	210
Unidad 13. Planificación didáctica.....	210
13.1. Consideraciones generales	210
13.2. Generalidades del currículo.....	211
13.3. Planificación didáctica	213
Actividades de aprendizaje recomendadas	216
Autoevaluación 13.....	217
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	221
Semana 16.....	221
Actividades finales del bimestre	221
4. Autoevaluaciones	222
5. Referencias bibliográficas	238
6. Anexos	242



1. Datos de información

1.1 Presentación de la asignatura



1.2 Competencias genéricas de la UTPL

- Vivencia de los valores universales del Humanismo en Cristo.
- Pensamiento crítico y reflexivo.
- Compromiso e implicación social.
- Comportamiento ético.
- Orientación a la innovación y a la investigación.
- Comunicación oral y escrita.

1.3 Competencias del perfil profesional

El profesional de Pedagogía de las Ciencias Experimentales – Pedagogía de la Química y Biología está en capacidad de:

- Incorporar de manera responsable las TIC (Tecnologías de la Información y Comunicación) en el proceso educativo para disminuir la brecha digital, innovar y dinamizar el proceso de enseñanza – aprendizaje que permita preservar los conocimientos científicos, tecnológicos, profesionales y saberes interculturales.

- Diseñar e implementar procesos de evaluación de aprendizajes para verificar el cumplimiento del propósito final de la docencia, vinculando en ellos, la atención a la igualdad, diversidad, inclusión e interculturalidad.
- Planificar, ejecutar, evaluar y asesorar en la implementación de un proceso de enseñanza-aprendizaje de calidad y calidez que contribuya al logro de aprendizajes significativos en los estudiantes para que desarrollen la docencia de manera eficiente.



1.4 Problemática que aborda la asignatura

Con esta asignatura se pretende contribuir a la solución de la problemática en escenarios, contextos, ambientes de aprendizaje y modelos curriculares en las ciencias experimentales, en nivel básico, medio, superior y bachillerato; recursos y estrategias educativas para la adaptación, flexibilización e integridad de experiencias de aprendizaje; evaluación de aprendizaje y procesos de enseñanza personalizada, considerando la igualdad, diversidad, inclusión e interculturalidad en dichos niveles de educación, además del poco conocimiento teórico sobre la Didáctica y el escaso conocimiento de recursos educativos para la enseñanza de los Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica. Se han considerado como ejes centrales organizar modelos de investigación para la enseñanza-aprendizaje de la química, centrados en la experiencia de la persona que aprende, orientados al diseño de procesos educativos flexibles, que integren la práctica de investigación, acción hacia la producción e innovación, la interculturalidad, inclusión, democracia, flexibilidad metodológica para el aprendizaje personalizado, las interacciones virtuales, presenciales y la tutoría.



2. Metodología de aprendizaje

Con el objetivo de aportar al logro de los resultados de aprendizaje, durante el periodo académico se aplicará el proceso metodológico de *aprendizaje experiencial* basado en el constructivismo, mismo que permite crear espacios para lograr aprendizajes significativos donde el estudiante se convierte en el autor de su propio aprendizaje a partir de la exploración y experimentación utilizando los conceptos aprender haciendo o aprendizaje práctico, logrando una interrelación entre lo teórico con lo práctico. Para ampliar su conocimiento sobre esta metodología, le invito a revisar la siguiente ficha de cátedra denominada [Aprendizaje experiencial](#) y así construir un aprendizaje significativo a través de la exploración y la experimentación.

Adicionalmente a esto, para el estudio de la presente asignatura se requiere la aplicación de estrategias, métodos y recursos de aprendizaje que con el acompañamiento docente se conviertan en un medio para dar significancia a su conocimiento, a través de la:

1. Revisión bibliográfica de la base teórica propuesta.
2. Revisión de documentales, artículos científicos, lecturas complementarias y recursos educativos digitales tales como laboratorios virtuales y simuladores.
3. Estudios de casos que lleven al desarrollo de secuencias de aprendizaje.
4. Actividades síncronas y asíncronas de aprendizaje, propuestas en el entorno virtual que promueven la investigación.



3. Orientaciones didácticas por resultados de aprendizaje



Primer Bimestre

Resultado de aprendizaje 1 y 2:

- Interpreta la base teórica de la química general en la resolución de problemas y ejercicios prácticos y reconoce la importancia en la vida cotidiana.
- Aplica estrategias didácticas en la enseñanza de los contenidos disciplinarios de la química general.

Con los resultados de aprendizaje mencionados, usted llevará a cabo el estudio de los fundamentos de la química para comprender los diversos fenómenos naturales que ocurren en el entorno, así mismo se abordarán las propiedades de la tabla periódica y la formación de compuestos inorgánicos y enlaces químicos. Para precisar saberes, se proponen actividades de aprendizaje y autoevaluaciones establecidas para el efecto.

Para alcanzar los resultados de aprendizaje propuestos se requiere integrar el conocimiento disciplinar de la química general y la didáctica a fin de que se constituya en el medio para la resolución de problemas y de propuestas alternativas reflejadas en el desarrollo del pensamiento crítico, reflexivo y experiencial pertinentes en relación con el educando y su contexto, todo esto a través de estrategias, como: lectura comprensiva, revisión bibliográfica, análisis de documentos, resolución de problemas y ejercicios y gamificación. Posterior a ello y para precisar saberes, se desarrollan las actividades de aprendizaje y la autoevaluación establecida para el efecto. El estudio de todos los contenidos de la asignatura se apoya en la bibliografía básica.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas

Recuerde revisar de manera paralela los contenidos con las actividades de aprendizaje recomendadas y actividades de aprendizaje evaluadas.



Semana 1

Unidad 1. Materia y energía

Estimados estudiantes, bienvenidos a la asignatura de Sistemas de conocimiento para la Química General y su didáctica. En la primera unidad abordaremos temas concernientes a la materia y energía, sus estados físicos, así como la clasificación y las propiedades físicas y químicas. Estos contenidos forman parte de la base teórica de la química general, por lo que su análisis es importante para el desarrollo de los resultados de aprendizaje propuestos. Iniciemos la revisión.

1.1. Materia

Inicie el estudio de la química conociendo la definición de materia, para lo cual los invito a analizar a su alrededor y determinar todo lo que tenga masa, forma, volumen y ocupe un lugar en el espacio; lo antes descrito se conoce como materia, la misma que está relacionada con dos términos importantes: masa y peso, comúnmente utilizados como sinónimos; sin embargo, tienen una marcada diferencia en su definición:

- **Masa:** cantidad de materia que tiene un cuerpo u objeto.
- **Peso:** acción que la gravedad ejerce sobre la masa de un cuerpo u objeto.



Para ampliar este tema, lo invito a que realice una lectura comprensiva de *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina*, capítulo 2. *Materia y energía*, del autor Simes (2018).

¿Cómo le fue con la lectura? Seguro que ahora tiene claro que la materia y la energía están interactuando constantemente.

Es momento de aplicar los conocimientos adquiridos, explicando la diferencia entre masa y peso en lugares gravitacionales diferentes. Para ello, le propongo revisar el siguiente artículo educativo [¿Es lo mismo la masa y el peso?](#), y conteste la pregunta en su cuaderno de trabajo o un documento de Word. ¿Por qué el peso que tenemos en la Tierra varía con el que marcaría en la Luna?

Felicitó por su constancia con el trabajo realizado, su motivación nos permite cumplir con la construcción de los resultados de aprendizaje. Es momento de conocer los estados físicos de la materia.

1.2. Estados físicos de la materia

Ahora que conoce la definición de materia, es momento de establecer los estados físicos en los que se presenta. Para ello, analice el siguiente texto:

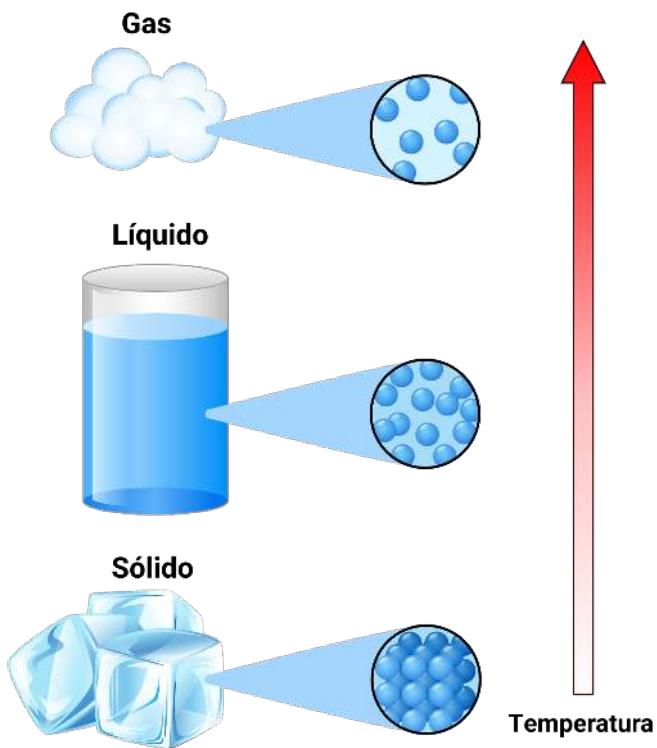
El líquido vital cuando se encuentra en estado sólido es hielo, cuando está en estado líquido es agua y en estado gaseoso es vapor de agua.

Frente a lo antes expuesto, ¿de qué dependen estos tres estados? Para dar respuesta a esta interrogante, analice la siguiente figura:



Figura 1

Estados de la materia



Nota. Tomado de *Estados fundamentales de la materia con moléculas* [Ilustración], por Teguh Mujiono, 2017, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

La figura 1 nos permite recordar los estados físicos de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Estos se diferencian por los espacios existentes entre sus moléculas, conocidos también como espacios intermoleculares, que son grandes o pequeños dependiendo de *la temperatura y la presión* a la que se encuentren sometidos. El cubo de hielo, al ser sometido a temperaturas mayores a 0 °C, se derrite y se transforma en agua, la cual al incrementar su temperatura hasta 100 °C se convierte en vapor de agua.



Le invito a profundizar en este tema haciendo una lectura reflexiva de *Fundamentos de Química general: para el curso introductorio de medicina, capítulo 2 Materia y energía*, del autor Simes (2018).

Luego de la lectura realizada, es preciso tener presente que, en la naturaleza, solo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, como es el caso del agua. Sin embargo, la mayoría de las sustancias se presentan en un estado concreto.

Ahora lo invito a continuar con el estudio referente a la clasificación de la materia. ¡Iniciemos!

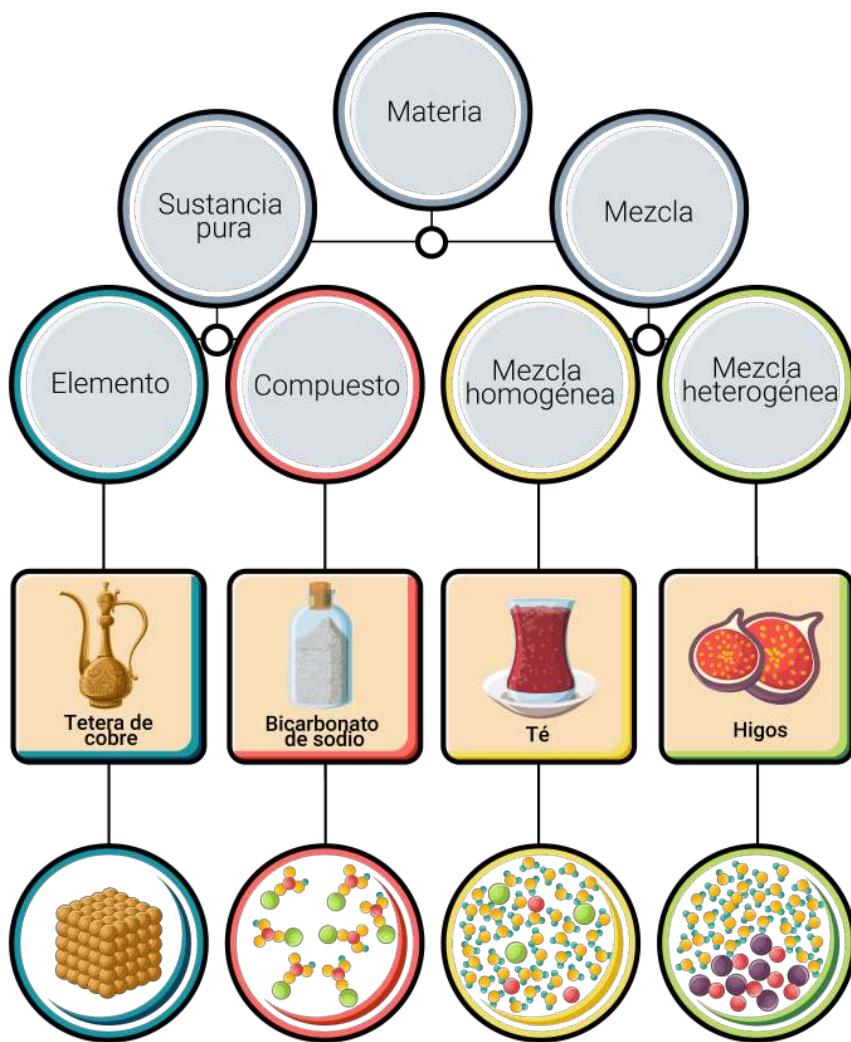
1.3. Clasificación de la materia

La materia se clasifica en dos grandes géneros representados esquemáticamente en la siguiente figura:



Figura 2

Clasificación de la materia



Nota. Tomado de *Diagrama de mezclas y sustancias puras [Ilustración]*, por Inkoly, 2017, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Como puede observar en la figura 2, se identifica la diferencia fundamental de las sustancias puras y mezclas; es así como Hein (2016) clasifica a la materia. Puede ampliar este tema ingresando al artículo académico titulado “[Clasificación de la materia](#)”.

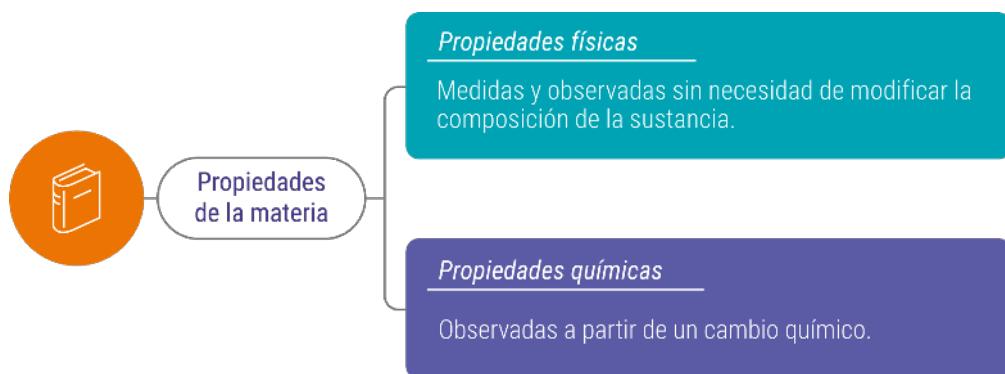
¿Cómo le fue con la lectura? Seguro que ahora tiene claro las diferencias de los términos referentes a la materia. Ahora lo invito a conocer las propiedades y cambios físicos y químicos, en donde, el color, el punto de ebullición y la solubilidad son ejemplos de propiedades físicas, mientras que las propiedades químicas de una sustancia se determinan al hacerlas reaccionar con otra.

1.4. Propiedades y cambios físicos y químicos

Las propiedades se definen como cualidades o atributos que permite distinguir a una materia de otra. Se agrupan en dos categorías:

Figura 3

Propiedades de la materia



Nota. Guamán, M., 2024.

La figura 3 muestra que las propiedades físicas se distinguen de las propiedades químicas, dado que pueden ser observadas sin necesidad de que ocurra una reacción química que provoque un cambio químico. En el artículo educativo titulado "[Propiedades y cambios físicos y químicos de la materia](#)", podrá esclarecer con ejemplos las diferencias de estos conceptos.

En relación con los cambios, se habla de cambios físicos y químicos. Los primeros ocurren cuando una sustancia cambia su apariencia física, más no su composición, mientras que, en los químicos, el cambio se suscita cuando la sustancia se transforma en otra químicamente diferente.



Para profundizar este tema, ingrese al artículo educativo denominado "[¿Qué ocurre en una reacción química?](#)", y observe los cambios que se producen en la corrosión.

Una vez que ha revisado el artículo propuesto, tiene la idea clara respecto a que la combustión y la oxidación son cambios químicos producidos a partir de una reacción química, a diferencia de los cambios de estado en los cuales no se producen enlaces ni reacciones químicas, por lo tanto, son cambios físicos.

En este punto, y luego de haber revisado los temas relacionados con la materia y energía, le invitamos a reforzar lo aprendido con la autoevaluación 1.



Autoevaluación 1

Instrucción. Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y desarrolle la autoevaluación.

1. Los términos masa y peso no son sinónimos, debido a que:

- a. El peso es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y la masa es la acción de la gravedad sobre el peso.
- b. La masa cambia con la gravedad y el peso se mantiene.
- c. La masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y el peso es la acción de la gravedad sobre la masa.

2. Indique cuál de los siguientes enunciados se refiere a un cambio químico:

- a. La evaporación del agua.
- b. El desmoronamiento de las rocas.
- c. La fotosíntesis.

3. La sustancia pura formada por dos o más elementos en una relación fija y que solo se puede separar mediante procesos químicos se denomina:

- a. Mezcla.
- b. Compuesto.

c. Solución.

4. La materia se compone de partículas de naturaleza:

- a. Inmaterial, sin masa ni volumen.
- b. Espirituales e indetectables.
- c. Material.



5. Un elemento se diferencia de un compuesto porque:

- a. No forma moléculas, mientras que un compuesto por átomos diferentes formando una red cristalina.
- b. Está formado por moléculas, mientras que un compuesto contiene átomos formando una red cristalina.
- c. Está formado por átomos idénticos, mientras que un compuesto está formado por átomos diferentes.



6. Conteste verdadero (V) o falso (F) a lo siguiente:

- a. () Un compuesto está formado por elementos.
- b. () Una solución es considerada como una mezcla homogénea.
- c. () El agua es un elemento químico.
- d. () Una propiedad química se evidencia con un cambio químico.



7. Complete el siguiente cuadro respecto a los estados de la materia:

Estados de la materia

Estado	Forma	Volumen
Sólido		
Líquido		
Gaseoso		



8. Complete el texto propuesto utilizando las siguientes palabras: intensivas, extensivas, químicas, físicas.



Las propiedades _____ caracterizan a una sustancia sin alterar su composición, a diferencia de las propiedades _____ en las que, para ser observadas, es necesario que ocurra un cambio en la composición de la sustancia. Estas dos propiedades se las conoce también como propiedades _____; en el caso de las propiedades _____ dependen de la cantidad de la muestra analizada.

9. Relacione las columnas A y B, respecto a sustancias puras y mezclas:

Sustancias puras y mezclas

Columna A	Columna B
() Mayonesa	
() Ensalada césar	a. Mezcla homogénea
() Solución de cloro	b. Mezcla heterogénea
() ácido sulfúrico	c. Elementos
() Piedras y madera	d. Compuestos
() Azufre	

10. Establezca mínimo dos diferencias entre sustancias puras y mezclas

Diferencias entre sustancias puras y mezclas

Criterio	Sustancias puras	Mezclas

Ir al solucionario

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

Unidad 2. Mediciones fundamentales

Continuando con el estudio de Química General, revisaremos la temática de Mediciones Fundamentales, que incluye temas como la medición de longitud, volumen, masa y temperatura, y que son fundamentales para la comprensión de los contenidos posteriores. Además, conocerán acerca de la incertidumbre en las mediciones, cifras significativas, notación científica, densidad y peso específico.

2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)

Antes de empezar con el análisis de las unidades del Sistema Internacional (SI), es importante resaltar que las mediciones tienen tres elementos: cantidad, unidad de medida y nombre de la sustancia medida. En el caso del Sistema Internacional, las unidades de medida principales son el metro, kilogramo, kelvin, segundo y mol, con los respectivos prefijos para expresar cantidades mayores o menores a la unidad.

Los invito a profundizar en este tema, realizando una lectura comprensiva del capítulo 1 *Medición en ciencia*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018), con el objetivo de conocer el origen del Sistema Internacional y los prefijos métricos con sus respectivos equivalentes. Para comprender esta temática, durante el repaso que realice, resalte los aspectos que considere significativos. Después de la lectura, es momento de continuar con el estudio de la medición métrica de longitud y aproximaciones.

2.2. Medición métrica de longitud y aproximaciones

La longitud es una magnitud que pocas veces es utilizada en el estudio de la química. Se define como la distancia existente entre dos puntos y la unidad de medida es el metro, cuya abreviatura es (m).



Revise el artículo educativo interactivo titulado “[Unidades de longitud](#)”, en el que se muestran las equivalencias de las unidades de longitud más utilizadas. Es importante que empiece a memorizar estos datos, pues le facilitarán la resolución de los ejercicios posteriores.

A continuación, se realiza un ejercicio respecto a la conversión de unidades. Preste atención al **factor de conversión** que se utiliza, es decir, a las fracciones que representan una igualdad y que permiten eliminar las unidades no deseadas e introducir las unidades requeridas en el problema.

Determine el número de millas (mi) existentes en 265000 milímetros (mm)

Para el desarrollo de este ejercicio, se parte de la cantidad conocida, es decir, de los 265 000 milímetros, y luego ir multiplicando por los factores de conversión necesarios hasta llegar a la unidad deseada. Para esto, revise las equivalencias disponibles en el artículo educativo denominado “[Conversión de unidades de longitud](#)” y considere la siguiente secuencia de conversión:

Milímetros → metros → kilómetros → millas

Es importante considerar que en este ejercicio estamos combinando unidades del Sistema Internacional con unidades del sistema anglosajón. Esto es posible porque estamos trabajando con la misma magnitud, es decir, con longitud; lo mismo no se puede realizar con magnitudes distintas, por ejemplo, longitud y peso.

El primer factor de conversión que se utiliza es 0,001 m/1 mm, equivalente a decir, 1 milímetro es igual a 0,001 metros; este factor permite eliminar las unidades de milímetros, como lo expresado a continuación:

$$265000\text{mm} * \frac{0.001\text{m}}{1\text{mm}} = 265\text{m}$$

El segundo factor de conversión utilizado es 1 km/1000 m, equivalente a decir 1 kilómetro es igual a 1000 metros; con esto se eliminan las unidades de metros y se obtienen los datos en las unidades requeridas, es decir, en kilómetros.

$$265m * \frac{1km}{1000m} = 0,265km$$

El tercer factor de conversión utilizado es 1 mi/1,609 km, equivalente a decir, 1 milla es igual a 1,609 kilómetros. Con el uso de este factor se eliminan los kilómetros y se obtienen los datos en millas.

$$0,265km * \frac{1mi}{1,609km} = 0,165mi$$

Para una mayor comprensión de este ejercicio, se lo ha realizado paso a paso, sin embargo, lo recomendable es plantearlo de forma lineal, organizada y lógica para asegurarnos que las unidades no deseadas se anulen, como se muestra a continuación:

$$265000mm * \frac{0,001m}{1mm} * \frac{1km}{1000m} * \frac{1mi}{1,609km} = 0,165mi$$

Una vez que tiene claro el uso del factor de conversión en la medición métrica de longitud, lo invito a revisar el siguiente contenido referente a la medición métrica del volumen. ¡Adelante!

2.3. Medición métrica del volumen y conversiones

El volumen, definido como la cantidad de espacio que ocupa la materia, es una unidad derivada de la longitud y utilizada generalmente por los químicos para expresar cantidades de líquidos y gases.

De acuerdo con el Sistema Internacional, la unidad de medida del volumen es el metro cúbico (m^3), pero es frecuente el uso del centímetro cúbico (cm^3) y del litro (L), que equivale a mil centímetros cúbicos (cm^3) o mil mililitros (ml).

Con respecto a las conversiones, el procedimiento es similar al utilizado en el tema anterior, con la diferencia en cuánto a las unidades utilizadas y las equivalencias.

Observe el siguiente ejemplo para una mayor comprensión de lo explicado anteriormente.

¿Cuántos microlitros (μm) existen en 4,8 litros (L)?

El desarrollo de esta conversión inicia siempre con el dato proporcionado y se utilizan los factores de conversión precisos para eliminar los litros (L) y obtener las unidades requeridas.

$$4,8\text{L} * \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} * \frac{1000\mu\text{L}}{1\text{mL}} = 4800000\mu\text{L}$$

Como se puede dar cuenta, en los ejercicios desarrollados se realizan conversiones solo entre unidades de la misma magnitud; no es correcto hacerlo entre unidades de diferente magnitud, por ejemplo, de metros a kilogramos, pues estaría relacionando erróneamente las unidades de la longitud con las unidades de la masa.

Para conocer las unidades de la masa, teniendo presente que la masa es una magnitud física que mide la cantidad de materia contenida en un cuerpo. Es momento de analizar el siguiente contenido teórico.

Le invito a continuar con el aprendizaje sobre las mediciones fundamentales.

2.4. Medición métrica de la masa y conversiones

La unidad estándar de la masa en el Sistema Internacional es el kilogramo (kg), no obstante, en la química es común el uso del gramo (g) debido a que representa cantidades más pequeñas de materia. En cuanto a las conversiones, se mantiene la misma lógica de los ejercicios anteriores.

Para lograr una mayor comprensión, ponga atención al ejemplo propuesto.

¿Cuántos kilogramos (kg) representa 28,67 libras (lb)?

De acuerdo al ejercicio propuesto, se debe transformar de libras a kilogramos, para lo cual es necesario utilizar el factor de conversión que relacione estas dos unidades. La operación final queda representada de la siguiente manera:

$$28,67lb * \frac{1kg}{2,20lb} = 13,03kg$$

Una vez que se tiene clara la definición del gramo, es momento de conocer la importancia de redefinir el kilogramo en la actualidad revisando el siguiente video: [El kilo dejará de ser kilo](#). En el mismo se observa la necesidad de establecer constantes físicas que coincidan con las equivalencias que se han manejado en los últimos tiempos respecto al kilogramo, considerando que inicialmente este fue definido como la masa de 1000 cm³ de agua a 4 °C y actualmente se define como la masa del prototipo de platino iridiado que se encuentra en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de París.

2.5. La incertidumbre en las mediciones

Prosiguiendo con el estudio de esta semana, para iniciar el tema de la incertidumbre en las mediciones es necesario analizar la siguiente pregunta: ¿Alguna vez ha comparado la masa de un producto utilizando dos tipos de balanzas? ¿Qué resultados ha obtenido?

Seguramente los datos no fueron iguales. Esto se genera porque existen errores sistemáticos producidos por los instrumentos de medida, así como errores accidentales ocasionados por las habilidades en cuanto a cómo leer estos instrumentos.

A partir de las mediciones realizadas se habla de **precisión y exactitud**. La precisión hace referencia a la proximidad de los resultados entre sí cuando se mide varias veces. La exactitud se refiere a la proximidad del valor medido al valor real.



Para profundizar el contenido teórico y obtener una mayor comprensión del tema, lo invito a revisar el capítulo 1. *Medición en ciencia*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018), donde se explica, a partir de una analogía, la diferencia de los términos: precisión y exactitud.

Con la lectura analizada se identifica a la precisión como el grado de proximidad de las mediciones entre ellas y la exactitud como la cercanía del valor medido al valor real.

2.6. Cifras significativas

Para determinar el número de cifras significativas en un valor dado, se han establecido reglas que se resumen en el siguiente listado:

- Cualquier dígito diferente de cero es significativo. Por ejemplo, el valor de 1234,56 tiene 6 cifras significativas: 1, 2, 3, 4, 5 y 6.
- Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero, son significativos. En el caso del número 1002,5 tiene 5 cifras significativas: 1, 0, 0, 2 y 5.
- Los ceros ubicados a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Por ejemplo, el número 0,00456 tiene 3 cifras significativas: 4, 5 y 6.
- Todos los ceros al final de un número con punto o coma decimal son significativos. En este caso, el número 0,01020 tiene 4 cifras significativas: 1, 0, 2 y 0.

La relación de la exactitud con el número de cifras significativas establece que, mientras más cifras significativas tenga un número más exacto es.

Con respecto al redondeo de números, si el dígito a eliminar es menor de 5, se descarta ese dígito y todos los que aparecen a la derecha de él. En cambio, si el dígito a eliminar es igual o mayor a 5, se aumenta en una unidad el último dígito.



Es momento de que se remita al artículo educativo titulado “[Cifras significativas](#)” para revisar las reglas utilizadas en el redondeo de números, específicamente en las operaciones de adición, sustracción, multiplicación y división.

¿Cómo le fue con la revisión? Seguramente, el análisis que realizó al tema fue de gran utilidad y con ello determinó la importancia de conocer las reglas de redondeo, fundamentales para los **cálculos estequiométricos que se analizan en el segundo bimestre**.

A continuación, se resumen las reglas de redondeo para las operaciones matemáticas:

- **Adición o sustracción:** la respuesta contiene igual cantidad de dígitos a la derecha del punto decimal que estaban presentes en el valor menos preciso.
- **Multiplicación o división:** la respuesta conserva igual número de cifras significativas que estaban presentes en el valor con el menor número de cifras significativas.

Ahora es momento de avanzar con el estudio de la notación científica.

2.7. Notación científica

La notación científica es utilizada para evitar la confusión representada por la cantidad de ceros que pueden existir en valores muy grandes o muy pequeños.

¿Cómo se realiza la notación científica? Cuando el número es mayor de 10, el punto decimal se desplaza a la *izquierda* y el exponente es positivo.

$$365,49 = 3,6549 \times 10^2$$

En el ejemplo propuesto se tiene el valor de 365,49 (número mayor de 10); y para convertirlo en notación científica se debe desplazar el punto o coma decimal hacia la izquierda, las ubicaciones que sean necesarias hasta obtener el valor de una cifra antes de la coma. El valor del exponente es 2, debido al número de desplazamientos que tuvo el punto decimal.

Cuando el número está entre 0 y 1, el punto decimal se desplaza a la derecha y el exponente es negativo.

$$0,00459 = 4,59 \times 10^{-3}$$

El número 0,00459 está comprendido entre 0 y 1. En este caso, el punto decimal se desplaza hacia la derecha las ubicaciones que sean necesarias hasta obtener el valor de una cifra antes de la coma. El valor del exponente es 3, con signo negativo, debido al número de desplazamientos que tuvo el punto decimal.

Lo invito a revisar el artículo educativo denominado "[Notación científica](#)", con la finalidad de realizar operaciones con notación científica empleando la calculadora. Este artículo facilitará el desarrollo de ejercicios cuando las cantidades sean extremadamente pequeñas, así como comprender que la notación científica, es una forma de escribir los números que acomoda valores demasiado grandes o pequeños, los cuales no pueden ser escritos de manera convencional.

Luego de haber analizado la notación científica, usted cuenta con los referentes para complementar su estudio abordando el tema sobre la densidad y la densidad relativa.

2.8. Densidad y densidad relativa

En el mundo de la química, la densidad, definida como la relación de la masa de una sustancia con el volumen que ocupa, es relevante debido a que permite identificar diferentes sustancias. Pero, ¿a qué se le atribuye su importancia?

Petrucci (2011), señala que existen magnitudes extensivas, como la masa y el volumen, cuyos valores dependen de la cantidad observada; y magnitudes intensivas que no dependen del tamaño de la muestra observada.

En este caso, la *densidad* es una propiedad intensiva, por lo que el valor de esta magnitud en una sustancia, independientemente del tamaño de la muestra, será el mismo. Con este análisis, usted puede responder a la interrogante propuesta al inicio de este tema.

Las unidades utilizadas para expresar la densidad son g/cm³ (gramos sobre centímetro cúbico), g/ml (gramos sobre mililitro) o g/L (gramos sobre litro).

Con respecto a la *densidad relativa*, carece de unidades, puesto que se define como la relación de la densidad de una sustancia con la densidad del agua. Al utilizar las mismas unidades de densidad, estas se simplifican quedando únicamente el número.



Para profundizar sobre el tema, observe el video "[Densidad](#)". Ponga especial atención en los ejemplos desarrollados que complementarán a los conceptos antes mencionados.

Usted tiene ya presente que la densidad es una magnitud escalar referida a la cantidad de masa en un determinado volumen de una sustancia o un objeto sólido y la densidad relativa se obtiene al dividir la densidad de la sustancia entre la densidad del agua.

Ahora es momento de continuar con el estudio de la temperatura.

2.9. Medición de la temperatura

La temperatura se define como una medida de la intensidad de calor. En el Sistema Internacional (SI) la unidad es el kelvin (K), sin embargo, las escalas Fahrenheit (°F) y Celsius (°C) son las más utilizadas debido a que los valores de las temperaturas se pueden referenciar con los cambios de estados del agua. En cuanto a las conversiones, a diferencia de los ejercicios de longitud,

volumen y masa en donde se hace uso de factores de conversión; en esta magnitud se utilizan fórmulas para llegar a las diferentes escalas de temperatura. Revisemos la siguiente información.



Para convertir de °C a °F:

$$^{\circ}F = (^{\circ}C * 1,8) + 32$$



Para convertir de °F a °C:

$$^{\circ}C = \frac{(^{\circ}F - 32)}{1,8}$$



Para convertir de K a °C:

$$^{\circ}C = K - 273,15$$



Para convertir de °C a K:

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



Para convertir de °F a K:

$$K = \frac{5(^{\circ}F - 32)}{9} + 273,15$$



Para convertir de K a °F:

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

Como puede observarse, las conversiones facilitan la obtención de datos en diferentes unidades. Esta temática es esencial dentro del proceso de aprendizaje no solo de la química, sino en las distintas ciencias en donde se involucran mediciones.

A continuación, se presenta un ejemplo con el objetivo de familiarizarse con las escalas de conversión de temperatura.

La temperatura ambiental promedio en la ciudad de Loja es de 19 °C. Convierta esta temperatura a grados Fahrenheit (°F).

Para desarrollar esta conversión, analice las fórmulas descritas anteriormente y escoja la más adecuada. En este caso, se selecciona la primera fórmula:

$$^{\circ}F = (^{\circ}C * 1,8) + 32$$

Reemplace los valores en la variable correspondiente y realice los cálculos correspondientes.

$$^{\circ}F = (^{\circ}C * 1,8) + 32$$

$$^{\circ}F = (19 * 1,8) + 32$$

$$^{\circ}F = 66,2$$

La respuesta obtenida en grados Fahrenheit es 66,2 °F.

Con la finalidad de ampliar el conocimiento en cuanto a la medición de la temperatura, haga una lectura detenida del artículo educativo denominado "[Escalas de temperatura](#)".

¿Cómo le fue con la lectura? El tiempo invertido en esta actividad le permitirá construir un aprendizaje significativo referente a la temperatura y sus diferentes escalas de medición. Ahora usted ya conoce que, por ejemplo, el punto de congelación del agua en la escala Fahrenheit es 32 °F, en la escala Celsius es 0 °C y 273 K en la escala Kelvin.

Es momento de poner en práctica los conocimientos adquiridos, para lo cual lo invito a desarrollar los ejercicios propuestos en el artículo anterior "[Escalas de temperatura](#)". Tome como referencia los ejercicios desarrollados en el apartado 2.9. *Medición de la temperatura* de la presente guía didáctica.

¿Cómo le fue con el desarrollo de los ejercicios? Seguro que los resultados fueron favorables. Lo invito a mantener el mismo empeño para continuar con el estudio de la ciencia de la química.



El uso del término *grado centígrado* es totalmente incorrecto, ya que cayó en desuso en 1948, no solo porque se quiso honrar a un eminente científico como fue Anders Celsius utilizando su nombre para designar una de las dos unidades aceptadas internacionalmente para la temperatura, sino también porque la propia escala dejó de ser centígrada (Del Campo Maldonado, 2018).

¡Felicitaciones! Ha culminado con el estudio de la unidad 1 y 2. Ahora, es momento de evidenciar sus saberes y conocimientos. Para ello, le invito a trabajar en las actividades referentes a la materia, su clasificación, cambios, propiedades y mediciones fundamentales, que se proponen a continuación. ¡De seguro lo hará de manera eficiente! ¡Muy bien, adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Es momento de hacer uso de la tecnología, para ello lo invito a realizar la siguiente actividad:

- Ingrese al simulador [Estados de la materia](#) y revise los contenidos referentes al estado, cambios de fase e interacción.
- Identifique los cambios que ocurren en los átomos al variar la temperatura.
- Luego, complete la siguiente tabla:

Cambios en átomos

Temperatura	Velocidad de las moléculas	Espacio intermolecular
Incrementa		
Disminuye		

Bien. Como habrá podido darse cuenta, el uso del simulador propuesto en la actividad de aprendizaje antes descrita permitió explorar y descubrir los cambios que ocurren en los átomos al variar la temperatura en los diferentes estados de la materia: cuando la temperatura aumenta, la velocidad de las moléculas es mayor.

2. Realice un mapa conceptual acerca de los cambios de estado de la materia; para esto, revise con detenimiento el video referente a [Estados de la materia](#). Se sugiere hacer uso de la plataforma en línea [Lucidchart](#) para lo cual puede crear una cuenta gratuita con su correo institucional.
3. Trabaje con el juego interactivo propuesto que le servirá para poner a prueba sus conocimientos respecto a las mezclas homogéneas y heterogéneas. Para ello, ingrese al juego [Mezclas homogéneas y heterogéneas](#) e interactúe con las actividades que este le propone.

¿Cómo le fue? Seguro que con las actividades propuestas usted está en la capacidad de resumir todo lo analizado en la unidad 1. Recuerde que la materia es todo lo que tiene masa y ocupa un espacio. Se clasifican en elementos y compuestos y están presentes en diferentes estados y se diferencian entre ellas por sus propiedades físicas y químicas.

4. Existen algunos métodos para determinar la densidad de los cuerpos sólidos y líquidos; en este contexto, diseñe un diagrama de flujo de procesos de la temática: la medición de la densidad de los líquidos utilizando el picnómetro. Para el desarrollo de esta actividad, revise la información disponible en el artículo [Medición de densidad](#). Puede hacer uso de plataformas virtuales como [GoConqr](#). Para el ingreso a esta herramienta es necesario crear una cuenta gratuita con su correo institucional y/o personal.
5. Resuelva los ejercicios planteados en el capítulo 1. *Medición en ciencia*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018).



6. Una vez que se ha ejercitado en la conversión de las diferentes unidades de medida, lo invito a revisar el artículo educativo referente a [Propiedades de la materia](#) donde se consolida el conocimiento logrado hasta el momento y seguramente que con las actividades de aprendizaje planteadas usted confirmó la importancia de la conversión de unidades en la Química, así como la relación que existe entre la densidad y la materia. Felicito por su empeño.



Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

7. ¡Ha realizado un buen trabajo! Ahora es momento de poner en práctica los conocimientos desarrollando la autoevaluación 2, que corresponde a la unidad 2.



Autoevaluación 2

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. La unidad de temperatura se mide a través de:

- a. Pulgadas.
- b. Calorías.
- c. Kelvin.
- d. Joules.

2. Las unidades que se emplean para medir la masa son:

- a. peso
- b. kg/m^3
- c. kg, g, mg
- d. pulg.

3. Las reglas para determinar las cifras significativas son:

- a. Los ceros al final de un número no son significativos.
- b. Los ceros al inicio de un número son significativos.

c. Todos los dígitos distintos de cero son significativos.

4. La cantidad **0.00003** cuántas cifras significativas tiene:

- a. 6
- b. 5
- c. 3
- d. 1



5. La cantidad **67.89030** cuántas cifras significativas tiene:

- a. 5
- b. 6
- c. 7
- d. 2



6. La cifra **0.07864** redondeada a tres cifras significativas es:

- a. 0.0787
- b. 0.0786
- c. 0.078



7. Realice los cálculos y exprese la respuesta con el número apropiado de cifras significativas:

- $146.20 \text{ g del vaso} + 23.1 \text{ g de agua} + 335 \text{ mg de vitamina C}$
- $(860. \cdot 10^6) (0,00543 \cdot 10^{-2}) / 0,03952$



- a. $198.4 \text{ g} - 8.277 \cdot 10^7$
- b. $179.9 \text{ g} - 2.75 \cdot 10^7$
- c. $169.6 \text{ g} - 1.18 \cdot 10^6$



8. Desarrolle los siguientes ejercicios, en donde aplique correctamente las reglas para notación científica:

- **43500000**

• 827.7×10^{-5}

- a. $4.35 \times 10^7 - 8.277 \times 10^{-3}$
- b. $4.35 \times 10^5 - 8.277 \times 10^{-4}$
- c. $4.35 \times 10^6 - 8.277 \times 10^{-3}$

9. Transforme utilizando los factores de conversión:

- Una motocicleta viaja a razón de 57 mi/h, ¿cuál es su rapidez en metros por minuto? (1 mi = 1.609 Km).
- El aluminio es un metal ligero cuya densidad es igual a 3.20 g/cm^3 . Generalmente se lo utiliza en la construcción de aviones. ¿Cuál es su densidad en kg/dm^3 ?
 - a. $1528.55 \text{ m/min} - 3,2 \text{ kg/dm}^3$
 - b. $1328.65 \text{ m/min} - 7,4 \text{ kg/dm}^3$
 - c. $1438.75 \text{ m/min} - 2,1 \text{ kg/dm}^3$

10. Resuelva el ejercicio propuesto:

En un ensayo se tienen los siguientes resultados en mg/L: 28.52, 30.01, 29.362, 28.745, 29.1, 29.654. Realice la media de todos e indique:

- El resultado expresado en notación científica y en ug/ml.
 - a. 2.854×10^2
 - b. 4.267×10^2
 - c. 2.923×10

[Ir al solucionario](#)

Felicito su dedicación y empeño en este proceso de aprendizaje. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.



Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 2



Unidad 3. Periodicidad química: elementos, átomos y tabla periódica



En esta unidad, el estudio se enfoca principalmente en los elementos, por lo que es necesario que usted empiece a memorizar el nombre y el símbolo de cada uno de los 118 elementos químicos que constan en la tabla periódica, de los cuales 90 son naturales y 28 son sintéticos.



3.1. Nombres y símbolos



En la edad media, los alquimistas utilizaban diferentes símbolos para caracterizar a los elementos químicos. Posterior a eso, en el año 1803, Dalton representaba a los átomos de cada elemento como un círculo con la inicial del nombre del elemento en inglés. Finalmente, Berzelius, en el año 1814, inventó un **sistema universal sencillo de símbolos** basado en las primeras letras del nombre del elemento. Por ejemplo, el símbolo del aluminio es el Al.



Después de conocer de forma breve el origen de los nombres y símbolos de los elementos químicos, es momento de continuar con el estudio de los elementos abundantes y raros.

3.2. Elementos abundantes y elementos raros



El universo, así como el sistema solar y el cuerpo humano, están constituidos por elementos químicos en diferentes porcentajes.

A continuación, se detalla una tabla resumen con los principales elementos:

Tabla 1*Elementos abundantes y raros*

Universo	Sistema solar	Planeta Tierra	Cuerpo humano
<ul style="list-style-type: none">▪ 94,2 % son átomos de hidrógeno.▪ 5,7 % son átomos de helio.▪ 0,1 son átomos de otros elementos.	<ul style="list-style-type: none">▪ 85 % son átomos de hidrógeno.▪ 15 % son átomos de helio.▪ Todos los demás el 0,1 %.	<ul style="list-style-type: none">▪ 50 % de oxígeno.▪ 25 % de silicio.▪ 24 % de aluminio, hierro, calcio y sodio.	<ul style="list-style-type: none">▪ 93 % de carbono, hidrógeno y oxígeno.▪ 6 % de nitrógeno, calcio y fósforo.

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 81), por Burns, R., 2011.

En la tabla 1, se identifica claramente que el hidrógeno es el elemento más abundante en el universo y en el sistema solar; mientras que en el planeta tierra, el oxígeno representa la mitad de su composición porcentual.

Luego de haber concluido el estudio de los elementos abundantes y raros, usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis abordando la tabla periódica de los elementos químicos.

3.3. La tabla periódica de los elementos

Chang (2010) define a la tabla periódica como “una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes”, organizada de acuerdo con los números atómicos en bloques que diferencian a los metales, metaloides y no metales.

Figura 4

Tabla periódica de los elementos

Tabla Periódica de los Elementos

The periodic table displays elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og) in a grid. Each element's symbol, atomic number, and mass are shown. A legend identifies element groups: Metals alcalinos (Li, Na, K, Cs), Metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Po, At), Non-metals (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og), Halógenos (F, Cl, Br, I, At), Other metals (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr), Actinómetas (Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr), and Lantánidos (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu).

1	1.008	H	Hydrogen	Metaloides	Metálicos	No metáls	Halógenos	Other metals	Actinómetas	Lantánidos	Actinídeos	Atómicos	10.811	B	BORO	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
3	6.941	Li	LITIO	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	4.002	Be	BERILIO	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
11	22.990	Na	NA	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	12.000	Mg	MAGNESIO	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
19	39.098	K	Ca	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	18.000	Sc	Scandio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
37	86.900	Rb	Sr	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	36.000	Y	Yttrio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
55	132.905	Cs	Ba	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	54.000	Zr	Zirconio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
67	228.020	Fr	Ra	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Alcalino	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	66.000	Nb	Noborio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
89	282.140	Ac-Lr	Rf	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	88.000	Db	Dobsonio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
90	223.020	Th	Pa	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	89.000	Sg	Sesquiterbicio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
91	223.010	U	U	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	90.000	Np	Neptunio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
92	283.010	Np	Pu	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	91.000	Pu	Plutonio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
93	233.020	Am	Am	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	92.000	Cm	Curio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
94	243.020	Cm	Cm	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	93.000	Bk	Berkelio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
95	243.020	Bk	Bk	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	94.000	Cf	Ciferio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
96	251.020	Cf	Cf	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	95.000	Es	Einsteinio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
97	251.020	Es	Es	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	96.000	Fm	Fermi	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
98	251.020	Fm	Fm	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	97.000	Md	Mendelevio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
99	251.020	Md	Md	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	98.000	No	Noberio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico
100	251.020	No	No	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinómetas	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	Actinídeos	99.000	Lr	Lorentzio	Nombre del elemento	Símbolo	Mass atómica	Número atómico

Nota. Tomado de *Tabla periódica de los elementos [Ilustración]*, por Alejo Miranda, 2016, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Además, y tal como se muestra en la figura 4, la tabla periódica está ordenada en:

- Siete secciones horizontales conocidas como períodos y que establece el número del último nivel de energía principal.
- Dieciocho columnas verticales llamadas familias o grupos, formadas por elementos que tienen semejanza en sus propiedades químicas.

Recuerde que los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas y las propiedades de los elementos de un período cambian gradualmente.



A continuación, lo invito a realizar una lectura comprensiva de la [Tabla periódica de los elementos](#) para conocer más detalles sobre la estructura de la tabla periódica, así como la distribución y características de sus elementos.

¿Cómo le fue con la revisión? Familiarizarse con la tabla periódica le permitirá extraer toda la información que esta le ofrece sobre los elementos químicos. Los metales están ubicados a la izquierda de la tabla periódica en mayor proporción que los no metales, que se encuentran a la derecha. Los metaloides, al poseer características intermedias, se ubican desde el boro hasta el polonio. Ahora es momento de avanzar con el estudio de las propiedades físicas de los elementos.

3.4. Propiedades físicas de los elementos

Todos los elementos químicos tienen propiedades físicas que permiten diferenciarlos entre ellos. Además, estas propiedades o atributos como el estado físico, la conductividad, el lustre, la maleabilidad, la ductilidad y la dureza caracterizan a los elementos, permiten determinar un sinnúmero de aplicaciones y usos.

A continuación, lo invito a realizar una lectura comprensiva del capítulo 3. *Elementos químicos*, en *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018), para conocer las características de los metales, no metales y metaloides; preste especial atención y memorice los elementos diatómicos.

Con la lectura desarrollada usted pudo conocer cómo las propiedades físicas de los elementos químicos caracterizan a los metales y no metales. Por ejemplo, los metales como el oro tienen superficie brillante producto del lustre y los no metales como el azufre tienen una superficie opaca.

Consecuentemente, con estos referentes, usted posee el conocimiento teórico para ponerlo en práctica y así desarrollar las actividades de aprendizaje recomendadas que se encuentran al final de la guía. ¡Adelante!

Muy bien, una vez que tiene claro las propiedades de los elementos químicos y haber puesto en evidencia sus conocimientos con el desarrollo de las actividades de aprendizaje, es tiempo de continuar con el estudio de la teoría atómica de Dalton.

3.5. La teoría atómica de Dalton

Antes de que Dalton estableciera su teoría, existieron muchos filósofos y científicos que creían que la materia era continua y podía dividirse en infinitas partes. A partir del descubrimiento del oxígeno y la explicación de la combustión, se formuló la *Ley de conservación de la masa* y la *ley de las proporciones definidas* que le permitieron a Dalton establecer su propia teoría atómica a través de los siguientes postulados, resumidos por Chang (2010).

- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas.
- Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
- Una reacción química implica solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.



Para profundizar en el conocimiento de este tema, lo invito a revisar el video acerca de la [Ley de proporciones múltiples](#) formulada por Dalton.

En el video se evidencia de manera práctica, a través de un ejemplo, lo que menciona Dalton acerca de la **ley de proporciones múltiples**: “si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños” (Chang, 2010), el cual se confirma con el tercer postulado de Dalton.

El estudio de la teoría atómica de Dalton, le ha permitido contar con el fundamento requerido para avanzar con el siguiente tema concerniente a los átomos y partículas subatómicas. ¡Adelante!

3.6. Átomos y partículas subatómicas

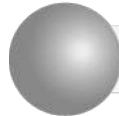
Basados en la teoría atómica de Dalton, se define al átomo como la unidad básica de un elemento. A partir del año 1930 existen múltiples estudios que demuestran que estos están formados por partículas subatómicas, en la figura, se evidencia la carga que presentan cada una de las partículas subatómicas, así mismo, tenga presente que los protones y neutrones están ubicados en el núcleo del átomo, mientras que los electrones se mueven alrededor de este.

Figura 5

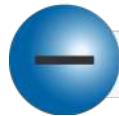
Partículas subatómicas



Protones: tienen carga positiva y definen el número atómico de los elementos.



Electrones: tienen carga negativa



Neutrones: tienen carga neutra.

Nota. Guamán, M., 2024.

En este punto, es necesario que revise detenidamente los contenidos del capítulo 2. *Átomos, moléculas y enlaces químicos*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018), de esta manera identificará la estructura atómica.

Después de la lectura, usted pudo conocer que existen más de 100 partículas subatómicas, siendo las principales los protones, electrones y neutrones, las cuales caracterizan a los elementos en términos de masa y propiedades químicas. En este sentido, el número atómico es determinado por la cantidad de protones existentes en el núcleo del átomo, y la masa atómica es igual a la sumatoria del número de protones y neutrones.

En el siguiente tema conocerá el resultado de la variación de una de estas partículas subatómicas en el átomo.

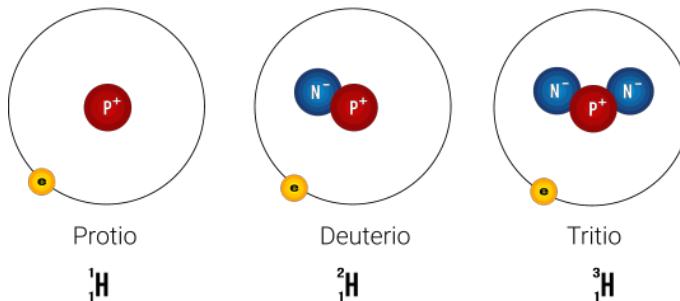
3.7. Isótopos

Dalton, en uno de sus postulados menciona que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en tamaño, masa y propiedades químicas; sin embargo, existen átomos del mismo elemento que tienen igual número atómico, pero diferente masa atómica originado por tener diferente número de neutrones; a estos átomos se los conoce como isótopos. Analice el siguiente ejemplo del hidrógeno.

Figura 6

Isótopos del hidrógeno

Isótopos del hidrógeno.



Nota. Tomado de *Los tres isótopos del hidrógeno [Ilustración]*, por ducu59us, 2016, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Si usted compara detenidamente los números del hidrógeno en la figura 6, se puede dar cuenta de que el superíndice indica el número de masa y el subíndice indica el número atómico o número de protones, el cual se mantiene constante en los tres isótopos a diferencia de la masa.



- Si a un átomo se le añade un protón, se convierte en un nuevo elemento químico.
- Si a un átomo se le añade un neutrón, se convierte en un isótopo de ese elemento químico.

Ahora que tiene claro el término isótopo, se emplea para indicar que todos los tipos de átomos de un mismo elemento químico se encuentran en el mismo sitio de la tabla periódica. Con el siguiente tema podrá conocer la relación existente entre las partículas subatómicas y la masa atómica de los elementos. ¡Preste atención!

3.8. Masa atómica de los elementos

La masa atómica de un elemento corresponde a la sumatoria del número de neutrones y protones y se expresa en la unidad conocida como **uma** (unidad de masa atómica). En el caso de los isótopos, se determina esta masa promedio considerando la proporción de cada uno de ellos.

A continuación, se presenta un ejemplo cuya finalidad es conocer cómo se determina la masa atómica de un elemento químico.

Calcule la masa atómica del cobre, considerando las masas isotópicas: 62,9296 uma con el 69,20 % de abundancia y 64,9278 uma con el 30,80 % de abundancia.

Para calcular la masa atómica es necesario determinar la proporción que realiza cada isótopo a la masa del cobre. Este valor se obtiene al multiplicar la masa isotópica por el porcentaje de abundancia escrito en forma decimal.

$$^{63}\text{Cu}: 62,9296 \text{ uma} * 0,6920 \% = 43,5472832 \text{ uma}$$

$$^{65}\text{Cu}: 64,9278 \text{ uma} * 0,3080 \% = 19,9977624 \text{ uma}$$

Luego, sume las proporciones que cada isótopo realiza a la masa.

$$^{63}\text{Cu}: 43,5472832 \text{ uma}$$

$$^{65}\text{Cu}: 19,9977624 \text{ uma}$$

$$\text{Total } 63,5450456 \text{ uma}$$

El valor obtenido indica que la masa atómica del cobre es 63,55 (representado con 4 cifras significativas).

Para afianzar sus conocimientos, desarrolle el siguiente ejercicio propuesto por Burns (2011): Calcule la masa atómica del cloro a cuatro cifras significativas, tomando en cuenta sus masas isotópicas: 34,9688 uma con el 75,77 % de abundancia y 36,9659 uma con el 24,23 % de abundancia.

¿Cómo le fue con el desarrollo del ejercicio? Seguro que los resultados obtenidos coincidieron con los datos de la tabla periódica.

Recuerde que las masas atómicas de los elementos químicos han sido determinadas considerando la abundancia natural de los isótopos. Con esta actividad usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis abordando el tema conteo de moles.

Le invito a continuar con el aprendizaje sobre el conteo de moles fundamentales.

3.9. Conteo de moles

El mol es una unidad del Sistema Internacional utilizada para expresar la cantidad de materia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales. Cuando se habla de partículas elementales, se hace referencia a átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, etc. Por ejemplo:

- Un mol de átomos de sodio tiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de sodio.
- Un mol de moléculas de hidróxido de sodio tiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de hidróxido de sodio.

Ahora que ya conoce el número de partículas elementales que tiene un mol, es importante establecer que la equivalencia de esta unidad corresponde a la masa atómica del elemento o la masa molecular del compuesto, expresada en gramos. Analice el siguiente ejemplo:

- Un mol de átomos de sodio *tiene una masa de 23 g* y contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de sodio.
- Un mol de moléculas de hidróxido de sodio *tiene una masa de 40 g* y contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de hidróxido de sodio.

Para relacionar los moles con los átomos, moléculas y gramos, es necesario utilizar los factores de conversión.

A continuación, se presentan dos ejemplos donde se aplican las definiciones antes analizadas respecto al número de moléculas y moles.

Determine el número de moles de ácido sulfúrico H_2SO_4 que hay en 86 g de este ácido.

Para desarrollar este ejercicio, primero se establece la masa molecular de un mol de ácido sulfúrico, para lo cual se suma el peso atómico de cada uno de sus elementos.

Tabla 2

Cálculo de la masa molecular del ácido sulfúrico

Elemento	Peso atómico	# de átomos	Masa molar
H	1,008	2	2,016
S	32,06	1	32,06
O	15,999	4	63,996
98,072 g/mol			

Nota. Adaptado de Fundamentos de Química (p. 104), por R. Burns, R., 2011.

Una vez que conoce la masa de un mol de ácido sulfúrico, plantea la conversión partiendo del valor dado en el problema.

$$86gH_2SO_4 * \frac{1molH_2SO_4}{98,072gH_2SO_4} = 0,88molH_2SO_4$$

Es decir, en 86 gramos de H_2SO_4 existen 0,88 moles de H_2SO_4 .

Determine el número de moléculas de ácido sulfúrico H_2SO_4 que hay en 86 g de este ácido.

En este caso y de la misma manera como se realizan las conversiones con otras unidades, se utilizan los factores de conversión necesarios hasta obtener las unidades deseadas.

$$86gH_2SO_4 * \frac{1molH_2SO_4}{98,072gH_2SO_4} * \frac{6,022*10^{23} moléculasH_2SO_4}{1molH_2SO_4} = 5,28 * 10^{23} moléculasH_2SO_4$$

De acuerdo con el resultado obtenido, existen $5,28 * 10^{23}$ moléculas de ácido sulfúrico en 86 gramos.

Fácil, verdad. Es un tema muy interesante, ya que a través de los cálculos se puede determinar el número de partículas, ya sean átomos o moléculas, que tiene un mol.

Seguro que con los ejemplos planteados usted tiene claro que un mol de moléculas o de átomos contiene $6,022 * 10^{23}$ moléculas o átomos respectivamente, es decir, un mol es igual al número de Avogadro de partículas unitarias. Esta información será útil más adelante cuando analicemos la unidad de estequiometría.



Ahora lo invito a observar y analizar el artículo educativo denominado "[La materia](#)" con la finalidad de profundizar y ampliar el contenido teórico estudiado hasta el momento.

En este artículo educativo, el autor de manera sintética enfatiza temas concernientes a la materia, sus estados y propiedades, así como las generalidades del átomo, pues entre otras especificidades pudo establecer aún más las características principales de la materia, con estos referentes teóricos, usted posee los insumos necesarios para desarrollar la actividad de aprendizaje recomendada. ¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas



Es momento de comprobar si ha interiorizado los contenidos analizados en la unidad 3. Para ello, realice las siguientes actividades que le permitirán familiarizarse con la tabla periódica y sus elementos:

1. Elabore un cuadro comparativo de las características y propiedades principales de los metales, no metales y metaloides. Puede hacer uso de la información disponible en el siguiente artículo educativo denominado "[Propiedades periódicas de los elementos](#)".

Perfecto, ha cumplido con la actividad propuesta. A través del cuadro comparativo logró establecer las diferencias entre los grupos de elementos químicos. Ahora, es momento de trabajar con un juego interactivo donde pondrá a prueba sus conocimientos respecto a los elementos y símbolos químicos:

2. Ingrese a la siguiente plataforma: [Juegos de ciencias naturales](#) y, evalúe su aprendizaje con los juegos que se le proponen referentes a la tabla periódica.

Confío en que alcanzó el mejor resultado. Recuerde que la gamificación es una técnica de aprendizaje que consiste en el uso de elementos de juego en contextos no lúdicos. Esta facilita la interiorización de conocimientos de una forma amena y genera una experiencia positiva. Con esto, usted logró identificar los principales elementos y símbolos químicos que forman parte de la tabla periódica.

3. Después de revisar los contenidos de la bibliografía básica, lo invito a hacer uso del simulador [Construye un átomo](#) herramienta que a través de la exploración y el descubrimiento permite la consolidación de su conocimiento respecto a la ubicación de las partículas subatómicas del átomo, masa atómica y número atómico.

¿Cómo le fue con el desarrollo de la actividad?, ¿pudo observar la ubicación de las partículas? Seguro que sí. Ahora tiene claro que los protones y neutrones se ubican en el núcleo del átomo, mientras que los electrones están ubicados en los orbitales.

4. Determine las propiedades de los elementos químicos cuyos nombres y números atómicos se exponen en el capítulo 3. *Elementos químicos, de Fundamentos de química general: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018).



Con la presente actividad, seguro que fácilmente ubicó a los metales y no metales en la tabla periódica de acuerdo al número atómico, y a partir de esto determinó sus propiedades: conductibilidad, maleabilidad, ductilidad, dureza. La identificación de los elementos químicos es importante cuando se trabaja con reacciones químicas, por lo que es necesario habituarse a la tabla periódica y empezar a memorizar los números atómicos.



Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

5. Es momento de comprobar si ha conseguido interiorizar los contenidos revisados para alcanzar el logro del aprendizaje, desarrollando la autoevaluación propuesta.



Autoevaluación 3

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. Seleccione la definición correcta de isótopo.

- Átomos de un mismo elemento con un número de neutrones igual.
- Átomos de un mismo elemento con un número másico igual.
- Átomos de un mismo elemento con un número de electrones igual.
- Átomos de un mismo elemento con un número atómico igual.

2. El número atómico Z es igual a la suma de los del núcleo del átomo.



- a. Neutrones.
- b. Electrones.
- c. Neutrinos.
- d. Protones.

3. El número másico A es igual a la suma de los:



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

4. La nomenclatura corresponde a la forma de:



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

5. El ^{12}C del ^{14}C difieren en el número de:



- a. Protones.
- b. Neutrones.
- c. Electrones.
- d. Positrones.

6. Un mol equivale a:



- a. $6,02 \times 10^{23}$
- b. $6,02 \times 10^{-23}$
- c. $6,02 \times 10^{22}$
- d. $6,02 \times 10^{-22}$

7. Los elementos del grupo IA se los denomina:

- a. Gases nobles.

- b. Nitrogenoides.
- c. Metales alcalinos.
- d. Metales alcalinos terreos.



8. Los gases nobles, en la tabla periódica se encuentran ubicados en:

- a. El centro.
- b. El extremo izquierdo.
- c. El extremo derecho.
- d. El segundo grupo.



9. El hidrógeno (H) es un:

- a. Metal.
- b. No metal.
- c. Metaloide.
- d. Anfótero.



10. Los períodos de la tabla periódica comienzan con elementos del grupo:



- a. IIA.
- b. VIIIA.
- c. IVA.
- d. IA.



[Ir al solucionario](#)

¡Excelente trabajo! Tome algunos minutos de descanso y luego retome el estudio con mucha energía y empeño, siga adelante que lo está haciendo muy bien. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.



Semana 3

Unidad 4. Estructura atómica: iones y átomos

Bienvenidos a la revisión de una nueva unidad de estudio donde conocerán los diferentes modelos atómicos, los niveles y subniveles energéticos de los electrones, electrones de valencia y símbolos de Lewis y las configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales.

4.1. Modelos atómicos

El modelo atómico actual se deriva de los diferentes aportes científicos que durante algunas décadas se fueron desarrollando en relación a las características de los átomos. De manera sintetizada conocemos los principales modelos que se desarrollaron a partir de la propuesta de Dalton (1803) respecto a la primera teoría atómica que considera que la materia se divide en átomos:

- **Thomson** en el año 1897 señaló al átomo como una **gran esfera** con **carga eléctrica positiva** en la cual se **distribuyen los electrones** como pequeños granitos. A este modelo se lo conoce como pudín de pasas.
- **Rutherford** en el año 1911 propone un **modelo planetario** en cuyo núcleo se concentra toda la carga eléctrica positiva y casi toda la masa del átomo. Los electrones giran a su alrededor por medio de órbitas.
- **Bohr**, en 1913, señala que los electrones rodean al núcleo en diferentes órbitas circulares con diferentes niveles de energía y con una cantidad específica de electrones por cada nivel.
- **Schrödinger**, en el año 1926, propone el **Modelo Mecánico Cuántico** en el cual los electrones se mueven como **ondas estacionarias** y no tienen una posición fija o definida dentro del átomo.





Para una mejor identificación de los diferentes modelos atómicos, lo invito a realizar una lectura comprensiva del capítulo 2. *Átomos, moléculas y enlaces químicos*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018), al principio de incertidumbre.

Con la lectura realizada usted conoció de manera análoga lo que Heisenberg explica respecto al principio de incertidumbre: no se puede establecer de manera precisa la posición y la energía del electrón. Este aporte, junto con los emitidos por Bohr, Schrödinger y otros, han permitido formular lo que se conoce como la mecánica cuántica. Ahora que conoce los modelos atómicos, debemos ponerlos en práctica desarrollando las actividades propuestas al final de la semana, pues les orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje propuesto.

¡Ánimo!

Una vez que ha conocido que los electrones se mueven como ondas estacionarias, sin una posición estable, es momento de conocer la distribución de estos en los diferentes niveles energéticos.

4.2. Niveles energéticos de los electrones

En un átomo, los electrones giran alrededor del núcleo formando capas; y en cada una de ellas, la energía es distinta. Por ejemplo, la capa que se encuentra cercana al núcleo tiene una mayor energía causada por las fuerzas de atracción existentes entre el núcleo y los electrones, a diferencia de las capas lejanas al núcleo, en donde la fuerza de atracción es mínima, lo que facilita los intercambios de electrones con otros átomos. Existen 7 capas o niveles de energía representadas con la letra n. En cuanto al número de electrones máximo por cada nivel, se determinan mediante la fórmula $2n^2$.

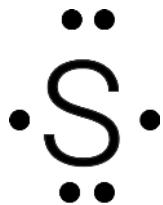
Profundice lo antes expuesto a través de la observación del video sobre [Niveles de energía y configuración electrónica](#). Asimismo, enfatice su atención en el número máximo de electrones permitidos por nivel de energía.

Con la lectura desarrollada usted conoce que el número máximo de electrones difiere en cada nivel de energía, es así que en el nivel 2, el número permitido son 2 electrones, mientras que en el nivel 6, el número máximo son 72 electrones. En este sentido, hasta el momento no existe un elemento químico que llene totalmente el último nivel de energía. Ahora es momento de continuar con el estudio de los electrones de valencia y los símbolos de Lewis.

4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis

Los electrones de valencia se encuentran en el nivel de energía más externo del átomo y son los responsables de la interacción entre átomos de distintos elementos o de un mismo elemento, para la formación de compuestos. En otras palabras, los electrones de valencia participan en las reacciones químicas y son representados a través de puntos conocidos como símbolos de Lewis. Observe el siguiente ejemplo:

El átomo de azufre, en el último nivel de energía, tiene 6 electrones, por lo que el símbolo de Lewis es:



Ahora bien, aprender el número de electrones de valencia de todos los elementos químicos, resulta difícil, de ahí que la tabla periódica, a través de sus grupos, indica el número de electrones en el último nivel del átomo de acuerdo a su ubicación.



En este punto, y para lograr un aprendizaje significativo, realice una lectura comprensiva de la guía pedagógica “[Símbolos y estructuras de Lewis](#)”. Posterior a ello y para evaluar los conocimientos adquiridos, en su cuaderno o en un documento Word, realice los símbolos de Lewis, del neón y del selenio.

Ahora tiene claro que los electrones giran alrededor del núcleo del átomo en distintos niveles de energía y los electrones de valencia, los cuales son importantes, puesto que intervienen en las reacciones químicas, se representan a través de los símbolos de Lewis.

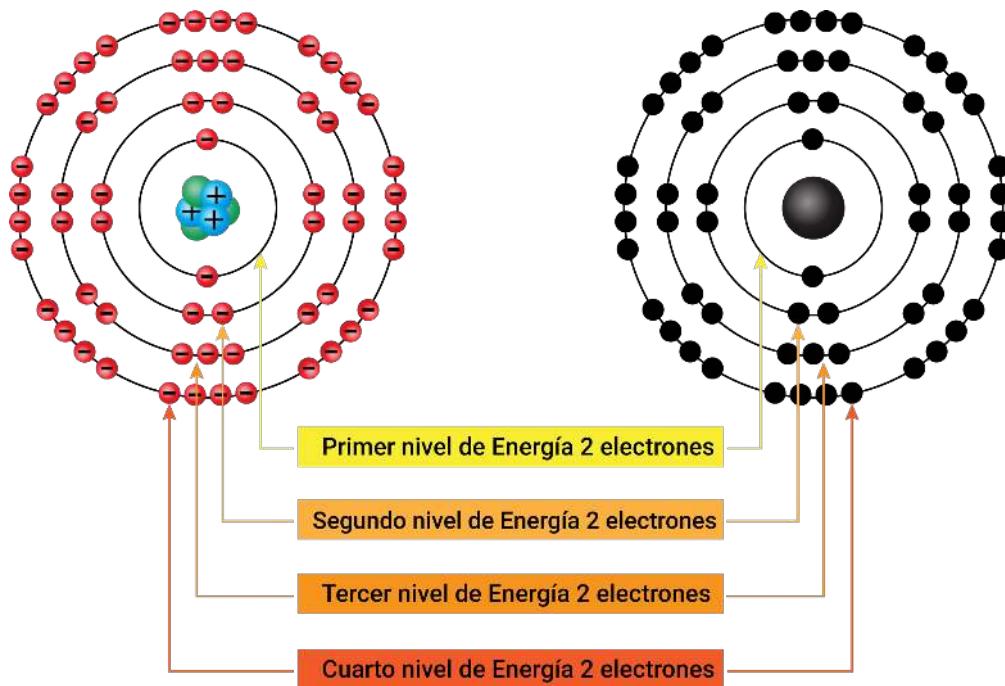
Continuemos con la siguiente temática que se enmarca en el estudio de los subniveles energéticos.

4.4. Subniveles energéticos y orbitales

Continuando con el estudio del átomo, es esencial conocer que cada nivel tiene 4 subniveles (s, p, d y f) en los cuales se encuentran distribuidos los electrones; estos subniveles, tienen un número determinado de orbitales los mismos que pueden contener como máximo 2 electrones, es así que, el subnivel **s** tiene 1 orbital con máximo 2 electrones, el subnivel **p** tiene 3 orbitales con un máximo de 6 electrones, el subnivel **d** tiene 5 orbitales con un máximo de 10 electrones y el subnivel **f** tiene 7 orbitales y contiene 14 electrones como máximo. En la figura 7, se muestra el número máximo de electrones en los cinco primeros niveles de energía.

Figura 7

Niveles y subniveles energéticos



Nota. Tomado de *Why are atoms with 8 valence electrons so stable?* [Ilustración], por Science ABC, 2016, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Para ampliar este tema, revise el contenido del tema 2.1. *Estructura atómica*, en *Fundamentos de Química aplicados a las ciencias de la salud*, del autor Rivera (2018).

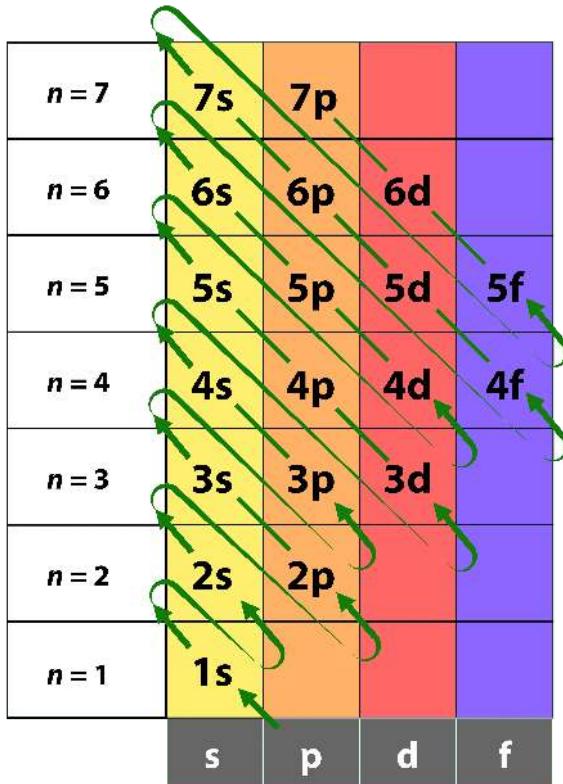
El tiempo invertido en esta actividad le permitió construir un aprendizaje significativo referente a los orbitales conocidos como regiones de forma tridimensional, con energía y forma características, en los cuales se ubican los electrones.

4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

Ahora que conoce la estructura del átomo, es necesario que conozca el orden en que los electrones llenan los subniveles dentro de una estructura atómica, por medio del diagrama conocido como el **diagrama de Moeller**, expuesto a continuación:

Figura 8

Diagrama de Moeller



Nota. Tomado de *Régimen energético para la ocupación de orbitales con electrones* [Ilustración], por Magnetix, 2015, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

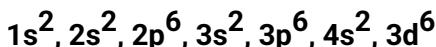
En la figura 8, se distinguen los niveles y subniveles del átomo. Además, se observan las flechas de color verde, las mismas que indican el orden de llenado de los orbitales, cuya configuración se describe a continuación:

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6,$
 $7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6.$

Para una mayor comprensión del tema, en el siguiente **ejemplo** se describen los pasos para determinar la configuración electrónica del hierro y los electrones de valencia.

El primer paso para realizar la configuración electrónica de un elemento químico, es conocer el número de electrones. En este caso, el hierro tiene 26 electrones.

Luego, se sigue la secuencia del diagrama de Moller hasta ajustar los 26 electrones. En este punto, recuerde que el subnivel **s** tiene 2 electrones como máximo, el subnivel **p** tiene 6 electrones y el subnivel **d** tiene 10 electrones.



En el apartado 4.3 de esta unidad, se indicó que los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía. Si relacionamos esta definición con el ejemplo propuesto, se determina que existen **dos electrones de valencia**, debido a que el último nivel es el **$4s^2$** .



Los contenidos de las configuraciones electrónicas y el diagrama de orbitales se encuentran ampliados en el tema Configuración electrónica de los átomos, en *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018). Le invito a realizar una lectura significativa, poniendo especial atención en las figuras y tablas propuestas.

¿Cómo le fue con esta actividad? Seguro que le permitió recordar lo visto en las unidades anteriores respecto a que la ubicación que tengan los elementos químicos en la tabla periódica predice sus características, así como también su configuración electrónica, por lo que familiarizarse y comprender este tema es básico para introducirnos en la formulación y enlaces químicos.

Ahora revise el siguiente documento pedagógico de [química](#), elaborado por el **Ministerio de Educación**, que le permitirá reforzar sus conocimientos mediante una exposición clara y resumida sobre la **distribución electrónica**.

Este texto explica la forma de los orbitales y la arquitectura electrónica de los números cuánticos, teniendo presente que los números cuánticos son valores numéricos discretos que indican las características de los electrones en los átomos.



Actividades de aprendizaje recomendadas



Ahora, le invito a realizar las siguientes actividades de aprendizaje recomendadas, las cuales le permitirán reforzar lo aprendido en esta unidad.

1. Es momento de comprobar si ha logrado diferenciar cada uno de los modelos atómicos, para lo cual lo invito a trabajar con el siguiente juego interactivo:

- Ingrese al juego educativo en línea [Academons](#) e interactúe con la actividad propuesta. Si considera necesario, navegue por el resto de las opciones que le permitirán una óptima asimilación de conocimientos.

Con esta aplicación interactiva compuesta por juegos para aprender y/o repasar diferentes temáticas en el marco de la química general, pudo relacionar los modelos atómicos con sus investigadores. Recuerde que estas actividades en el futuro usted las podrá utilizar cuando ejerza su profesión como docente. Muy bien, ahora está clara la diferencia entre los diferentes modelos atómicos.

2. Realice la distribución electrónica del estroncio (Sr) y del bromo (Br). Identifique los electrones de valencia y represéntelos en símbolos de Lewis.

Muy bien, esta actividad le permitió determinar los electrones de valencia de los elementos químicos y representarlos por medio de los símbolos de Lewis, partiendo del diagrama de orbitales, el cual muestra la distribución de los electrones en cada nivel energético.

Seguramente le fue muy bien con esta actividad, pero si algo no está lo suficientemente claro, regrese una vez más e insista en ese aspecto.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

3. Es momento de comprobar si ha conseguido interiorizar los contenidos revisados para alcanzar el logro del aprendizaje, desarrollando la autoevaluación propuesta.



Autoevaluación 4

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. El fósforo tiene 5 electrones de valencia debido a que:

- a. Está ubicado en el grupo VA.
- b. Presenta 5 electrones en el nivel 2 de energía.
- c. Su número atómico es 15.
- d. Presenta 5 electrones en el nivel 3 de energía.

2. Según la regla de Hund, ¿cuál es la distribución correcta de electrones del nitrógeno?

- a.

↑↓	↑↓	↑↓	↑
----	----	----	---
- b.

↑↓	↑↑	↑	↑	↑
----	----	---	---	---
- c.

↑↓	↑↓	↑	↑	↓
----	----	---	---	---

d.



3. En cuanto a configuraciones electrónicas, seleccione los enunciado/s correcto/s:

- a. El conjunto de orbitales con el mismo valor de n se conoce como capa electrónica.
- b. Cada nivel de energía solo puede contener cierto número de electrones. Esto está dado por la fórmula $3n^2$.
- c. Los electrones del nivel de energía más extremo se conocen como electrones de valencia.
- d. Los orbitales se llenan en orden decreciente de energía, con no más de dos electrones por órbita.

4. Con respecto a los modelos atómicos, escriba V o F según corresponda

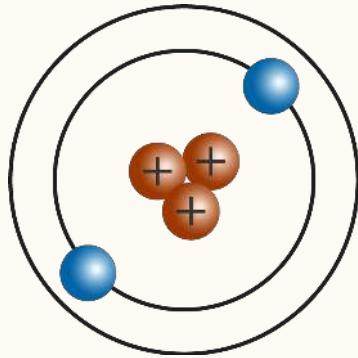
- () Schrodinger estableció que los electrones tienen un comportamiento ondulatorio.
- () Rutherford comparó al átomo como un pudín de pasas.
- () Heisenberg propone el principio de incertidumbre basado en que no es posible establecer con exactitud la posición y energía de un electrón.
- () Rutherford señaló que, en el átomo, el núcleo es positivo y las cargas negativas giran alrededor de éste.

- a. V – F – V – V
- b. F – V – F – V
- c. V – V – F – F
- d. V – F – F – V

5. En el modelo atómico de Thomson, las cargas negativas se encuentran:

- a. Estáticas en órbitas circulares alrededor de una esfera de electricidad positiva.
- b. Girando en órbitas circulares alrededor de una esfera de electricidad positiva.

6. Analice la siguiente imagen y seleccione la respuesta correcta.



Nota. Tomada de *Estado físico de la materia y cambios* [Ilustración], por Gómez, L., 2014, [Pegasus Diario Digital](#), CC BY 4.0.

- a. Es un átomo.
- b. Es un ion positivo.
- c. Es un ion negativo.

7. Realice las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los elementos propuestos e indique los electrones de valencia:

• Hierro:

- Configuración electrónica:
- Electrones de valencia:

- Boro:
 - Configuración electrónica:
 - Electrones de valencia:
 - Hierro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ (2 electrones de valencia)
 - Hierro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ (4 electrones de valencia)
 - Boro: $1s^2 2s^2 2p^1$ (3 electrones de valencia)
 - Boro: $1s^2 2s^2 2p^2$ (2 electrones de valencia)



8. Escriba las estructuras de Lewis de los siguientes elementos y iones:

- Nitrógeno
 - Ion Cl^-
- Nitrógeno con 5 puntos de valencia.
 - Cl^- con 8 puntos de valencia.
 - Nitrógeno con 3 puntos de valencia.
 - Cl^- con 7 puntos de valencia.



9. La configuración electrónica del cobalto ($Z= 27$) es:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

10. De acuerdo a la configuración electrónica del cobalto, el número de electrones de valencia es:

- 2 electrones de valencia
- 7 electrones de valencia
- 9 electrones de valencia
- 4 electrones de valencia

[Ir al solucionario](#)

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 4

Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos

En la quinta unidad, durante dos semanas, usted conocerá lo referente a la nomenclatura de los compuestos inorgánicos. El estudio se inicia con las funciones químicas inorgánicas y los tipos de nomenclatura utilizados en la actualidad. Además, se analiza la definición de iones monoatómicos y poliatómicos, así como los nombres, fórmulas y uso de paréntesis en la escritura de los compuestos inorgánicos. Finalmente, se consideran los contenidos referentes a fórmulas y nomenclatura de los óxidos, hidróxidos, ácidos y sus sales, número de oxidación de los átomos en los compuestos y iones poliatómicos, sustancias químicas y usos.

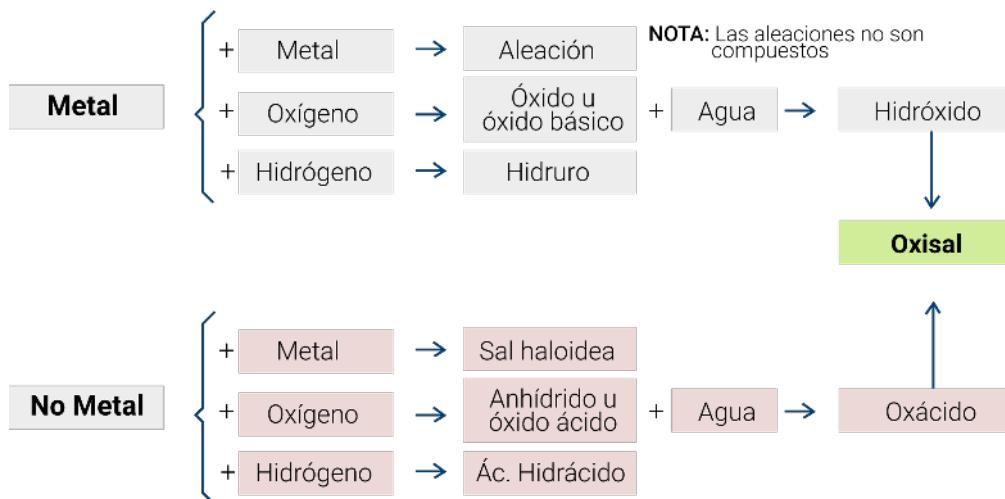
5.1. Funciones químicas inorgánicas

Una **función química** representa al conjunto de compuestos químicos con propiedades y comportamientos característicos que se diferencian de las demás. En la figura 9, se detalla un cuadro resumen respecto a la formación de las principales funciones químicas, en donde usted puede apreciar que la combinación de los diferentes elementos químicos metálicos y no metálicos forman varios tipos de compuestos inorgánicos.



Figura 9

Funciones químicas inorgánicas



Nota. Tomado de *Funciones químicas inorgánicas, resumen [Ilustración]*, por Zuni, E., s.f., [Academia](#). CC BY 4.0.

5.2. Tipos de nomenclatura

Una vez que se familiarizó con las funciones químicas, es momento de que conozca los tipos de nomenclatura y sus principales características.

5.2.1. Nomenclatura por atomicidad, sistemática o estequiométrica IUPAC

Nombra a los compuestos usando prefijos numéricos griegos como: mono, di, tri, tetra, penta, etc.



5.2.2. Nomenclatura Stock

Considera los estados de oxidación positivos (es decir, solo de los elementos metálicos), los cuales se expresan en números romanos encerrados entre paréntesis.



5.2.3. Nomenclatura tradicional, clásica o funcional

Utiliza los prefijos y sufijos hipo-oso, oso, ico y per-ico, según el número de oxidación de cada elemento.



5.3. Iones monoatómicos

Burns (2011) define al ion como una “partícula con carga eléctrica que se forma cuando un átomo o un grupo de átomos gana o pierde electrones”. En el caso de los iones monoatómicos, están formados por un solo elemento y pueden ser cationes cuando pierden electrones, y aniones cuando ganan electrones. Generalmente, los elementos metálicos forman cationes y los elementos no metálicos forman aniones. Para una mayor comprensión de este tema, observe el siguiente ejemplo:

El ion Mg^{2+} es un **cátion** monoatómico, que ha cedido dos electrones de valencia. El ion Cl^- es un **anión** monoatómico, que ha ganado un electrón de valencia.

Seguramente, el análisis que realizó sobre el tema fue de gran utilidad y le permitió identificar las principales características de los iones monoatómicos. Le invito a revisar el siguiente video educativo, denominado [Nomenclatura química](#), para profundizar en el tema de iones monoatómicos. Le sugiero verlo detenidamente con el fin de reforzar su comprensión y contribuir al desarrollo del resultado de aprendizaje.

En el video se destacan las propiedades principales y la nomenclatura, teniendo presente que están configurados por un solo elemento, los cuales pueden ser cationes cuando pierden electrones, y aniones cuando ganan electrones.

Luego de haber concluido el estudio de los iones monoatómicos, usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis abordando la definición y características de los iones poliatómicos.

5.4. Iones poliatómicos

Los átomos que se unen entre sí, como en una molécula, pero tienen una carga neta, se llaman iones poliatómicos (Brown, LeMay, Bursten, & Burdge, 2004). Esta carga es neta debido a que el número total de electrones existentes en la molécula no es igual al número total de protones. Bayas (2019) señala que la carga depende de la captación o pérdida de hidrógeno.



Es momento de ampliar sus conocimientos, realizando una lectura comprensiva de guía sobre [Compuestos iónicos y moleculares](#). Ponga especial atención y memorice los símbolos y nombres de los cationes y aniones que se encuentran allí expuestos.

El conocer y memorizar los cationes y aniones, así como diferenciar los iones monoatómicos de los poliatómicos, le facilitará en lo posterior la formación de los compuestos químicos. Considere que los iones monoatómicos son átomos que se convierten en iones al ganar o perder electrones y se diferencian de los iones poliatómicos por el número de átomos que lo conforman.

Las propiedades son distintas entre los elementos y los iones. Por ejemplo, el cloro (Cl) es un gas reactivo con olor característico, en cambio, los iones cloruro, Cl^- , son comunes en el agua salada y en el agua del mar.

Avancemos con el desarrollo de la unidad de estudio relacionada con los nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos.

5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos

Los compuestos iónicos están formados por iones de elementos metales y no metales y se nombran considerando algunas pautas como:

- Nombrar en primer lugar al anión y luego al catión, al contrario de la formulación donde aparece el catión siempre antes del anión.
- Con respecto a las cargas (en la formulación), la carga del catión se vuelve el subíndice en el anión y la carga del anión se vuelve el subíndice en el catión. Con esto, la carga global es cero, ya que la carga de los cationes es igual a la carga de los aniones.



Para profundizar en este contenido, es necesario remitirse a la guía sobre [Nomenclatura química](#) que le propone ejemplos y ejercicios de compuestos iónicos y moleculares.

La lectura le permitió conocer el atajo que el autor sugiere utilizar para escribir fórmulas químicas y que se resume en intercambiar las cargas de los iones. Esto resulta práctico al momento de formular los compuestos químicos, pues evita determinar el mínimo común múltiplo de las cargas de los iones.

Muy interesantes los referentes concernientes a la nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos. Ahora debemos potenciarlos desarrollando la actividad propuesta a continuación, pues le orienta hacia el logro del resultado de aprendizaje propuesto.

¡Ánimo!

5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales

Antes de iniciar esta temática, es necesario recordar que los átomos de los elementos no metales se pueden combinar entre sí para formar compuestos moleculares; y las combinaciones de elementos metales y/o no metales forman compuestos iónicos. En la tabla se expone de manera clara la forma de cómo nombrar y formular este tipo de compuestos.

Tabla 3*Reglas para nombrar y formular compuestos según IUPAC*

Para nombrar (Según IUPAC)	Para formular
<ul style="list-style-type: none">Nombre el elemento con número de oxidación negativo (anión).Después, el nombre del elemento con número de oxidación positivo (catión), unidos por la conjunción <i>de</i>.	<ol style="list-style-type: none">Escriba el símbolo del catión.Luego, escriba el símbolo del anión.

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 159), Burns, R., 2011.

Para una mayor comprensión de este tema, en los siguientes ejemplos se describen los pasos a seguir para identificar y formular un compuesto.

Ejemplo 1: N₂O

- Determine los números de oxidación o valencia de cada elemento, considerando que es un compuesto con carga neutra.

El oxígeno, siempre trabaja con valencia -2 (anión). El nitrógeno tiene valencia +1 (catión).

- Escriba el nombre del anión, es decir, aquel que tiene carga negativa y luego el nombre del catión, por lo tanto, el nombre del compuesto es.

Monóxido de dinitrógeno (según nomenclatura IUPAC)

Ejemplo 2: Pentacloruro de fósforo

- De la misma manera que el ejercicio anterior, determine el catión y el anión de este compuesto:

Anión: Pentacloruro (Cl₅)

Catión: Fósforo (P)

- Escriba primero el símbolo del catión y luego el símbolo del anión.



PCl₅

Luego de haber revisado los ejercicios desarrollados, lo invito a realizar la siguiente actividad de aprendizaje recomendada que le permitirá poner en práctica los aprendizajes adquiridos en este estudio.

¡Muy bien! Avancemos en el estudio, conociendo cómo se usan los paréntesis en la formulación de compuestos químicos:

5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas

En el apartado 5.5 de esta guía didáctica se señala que, para formular un compuesto, las cargas del anión y del catión se intercambian entre sí en forma de subíndices. En este sentido, en el caso de los iones poliatómicos, aquellos que están formados por más de un tipo de átomo y que, en este caso, forman parte de un compuesto, se los encierra en un paréntesis, seguido del subíndice correspondiente.

En el siguiente ejemplo, se describen los pasos para escribir la fórmula química del compuesto Sulfato de hierro (III).

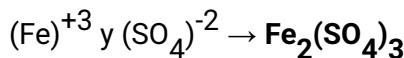
Descripción de pasos:

El primer paso para formular este compuesto, es determinar el catión y el anión.

Anión: sulfato (SO₄)⁻²

Catión: hierro III (Fe)⁺³

Luego, se escribe el catión seguido del anión e intercambiando los estados de oxidación, en forma de subíndices.



¿Fácil verdad? El uso correcto del paréntesis le permite determinar correctamente el número de átomos que intervienen en la formación de cada compuesto. Tome en cuenta que los iones que contienen átomos diferentes deben encerrarse con paréntesis antes de escribir el subíndice.

Con esto, usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis, abordando en la siguiente semana un nuevo tema referente a las fórmulas y nomenclatura de los óxidos.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es hora de reforzar los conocimientos adquiridos resolviendo las siguientes actividades:

1. Es necesario familiarizarse con los tipos de nomenclatura, para esto, desarrolle las siguientes actividades:
 - a. Ingrese a la plataforma educativa interactiva [Educa3d](#) y revise cada una de las opciones que esta herramienta le ofrece.
 - b. Seleccione cada tipo de nomenclatura y ejercítense nombrando y formulando compuestos.

¿Cómo le fue con esta actividad? Seguro que pudo aprovechar las múltiples opciones que la plataforma digital Educa3d le brinda al momento de formular los diferentes tipos de compuestos, el ingreso es de fácil acceso y puede utilizarla para lograr un aprendizaje autónomo significativo. Ahora usted tiene claro que los compuestos binarios se forman por la combinación de dos elementos químicos y los compuestos ternarios resultan de la combinación de tres elementos químicos diferentes. La naturaleza de estos elementos determina las características de cada compuesto.

Felicito su constancia con el trabajo realizado. Después de haber puesto en evidencia sus conocimientos con el desarrollo de las actividades de aprendizaje, es momento de conocer estudiar lo referente a los iones monoatómicos.

2. Una vez que ha revisado el contenido teórico del apartado 5.6. de la guía didáctica, realice la siguiente actividad que le permite poner en práctica lo aprendido:

- a. Establezca los iones y fórmulas para cada uno de los compuestos siguientes:

Iones y fórmulas de compuestos

Compuesto	Iones	Fórmula
Óxido férrico		
Cloruro de aluminio		
Fosfato ferroso		
Carbonato de calcio		
Hipoclorito de calcio		

- b. Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos:

Fórmula química de compuestos

Compuesto	Fórmula
Nitrato de hierro (III)	
Sulfuro de estaño (IV)	
Sulfuro de hierro (III)	
Hidróxido de níquel (III)	
Cloruro de manganeso (II)	



Luego de realizar estas actividades seguro que pudo darse cuenta lo sencillo que es la formación de compuestos, cuando conocemos los elementos químicos, sus símbolos y los iones con sus respectivas cargas. Es importante que cuando formule los compuestos químicos, primero escriba el símbolo del último elemento mostrado en el nombre del compuesto, por ejemplo, para formular el hidróxido de Níquel (III) primero escriba el símbolo del Níquel y luego el hidróxido con sus respectivas valencias.



Perfecto. Ha realizado un excelente trabajo. Es tiempo de conocer la forma como se nombran y se formulan los compuestos binarios de elementos no metales.

3. Para avanzar, tome como referencia los ejemplos desarrollados en el apartado 5.6 de esta guía y, con base en ellos, realice los siguientes ejercicios.

a. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos.

- Disulfuro de carbono.
- Trióxido de dinitrógeno.

b. Escriba los nombres IUPAC que corresponden a las siguientes fórmulas.

- SO_3
- P_2O_5

Luego de realizar los ejercicios, usted está en la capacidad de escribir las fórmulas de los compuestos binarios de no metales como el ácido nítrico, el óxido nitroso y el pentacloruro de fósforo.

Dominar este tema es primordial para su desempeño como estudiante de la carrera y en lo posterior como docente, puesto que la Química se desarrolla con base en los nombres y fórmulas de los compuestos.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 5

Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos

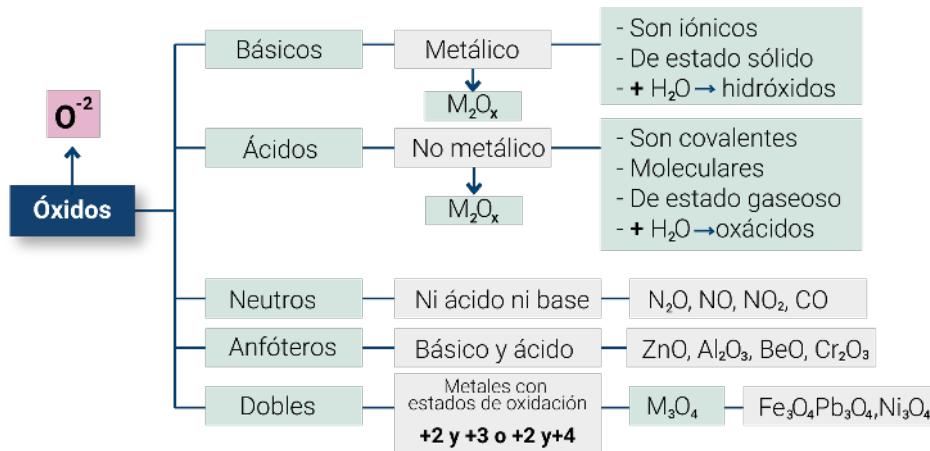
Continuando con la unidad 5, en esta semana conocerá las fórmulas y nomenclatura de las principales funciones químicas binarias y ternarias. Empecemos.

5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos

Los óxidos se forman con la combinación de un metal o un no metal más oxígeno. En la figura 10 se indica que pueden ser óxidos básicos y óxidos ácidos; se los llama básicos porque al reaccionar con agua forman bases o hidróxidos, y ácidos porque al combinarse con agua producen oxoácidos.

Figura 10

Compuestos formados con el oxígeno



Nota. Tomado de *Funciones químicas inorgánicas, resumen [Ilustración]*, por Zuni, E., s.f., [Academia](#). CC BY 4.0.

En la tabla 4 se describen varios ejemplos acerca de la nomenclatura y fórmula de los óxidos, considerando las reglas expuestas en la figura 10.

Tabla 4

Nomenclatura de óxidos

Tipos de óxidos	Fórmula	N. Sistemática	N. Stock	N. Tradicional
Básicos:	Na_2O	Monóxido de disodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
M_2O_X	FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
	Fe_2O_3	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
Ácidos:	Cl_2O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Óxido hipocloroso
N_2O_X	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Óxido hiposulfuroso
	SO_3	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Óxido sulfúrico

Nota. Adaptado de *Formulación química inorgánica* (p. 4), por Gómez del Río, M., 2008.

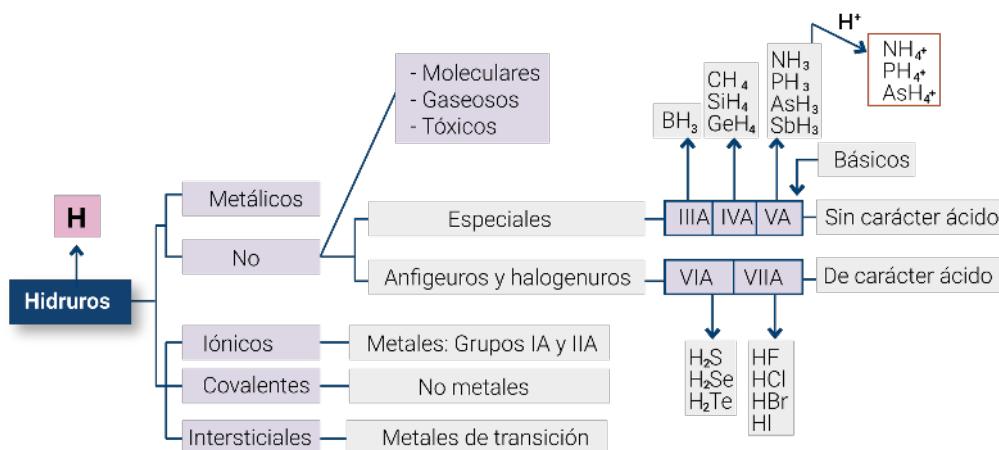
Ante lo expuesto, es preciso tener presente que los óxidos son compuestos binarios formados por la combinación del oxígeno con un elemento químico. Continuamos con el estudio referente a los hidruros.

5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidruros

Los hidruros son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con un elemento metal para formar hidruros metálicos, o un elemento no metal para formar hidruros no metálicos, tal como se indica en la figura 11.

Figura 11

Compuestos formados con el hidrógeno



Nota. Tomado de *Funciones químicas inorgánicas, resumen [Ilustración]*, por Zuni, E., s.f., [Academia](#). CC BY 4.0.

En cuanto a las fórmulas y nomenclatura de estos compuestos, a continuación, en la tabla, se exponen, a través de ejemplos, las reglas utilizadas. Considere que los no metales forman hidruros de dos tipos: hidruros no metálicos e hidrácidos (en los hidrácidos, los no metales tienen número de oxidación negativo):

Tabla 5*Nomenclatura de hidruros*

Tipos de hidruros	Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
Metálicos: MH_X	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro sódico
	FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro ferroso
	FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro férrico
No metálicos: Elementos de los grupos 13, 14 o 15: NH _X	NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco
	PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina
	AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Arsina
	BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
	SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estibina
	CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
	SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Silano
Hidrácidos: Elementos de los grupos 16 o 17: H _X N	HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
	HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico

Nota. Adaptado de *Formulación química inorgánica* (p. 5), por Gómez del Río, M., 2008.



Luego de haber concluido el estudio de los hidruros, usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis abordando a los hidróxidos.



5.10. Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos



Los hidróxidos son compuestos ternarios que resultan de la disolución de los óxidos metálicos en agua, o lo que es lo mismo, se forman por la combinación de un elemento metal y el ion hidróxido OH^- .

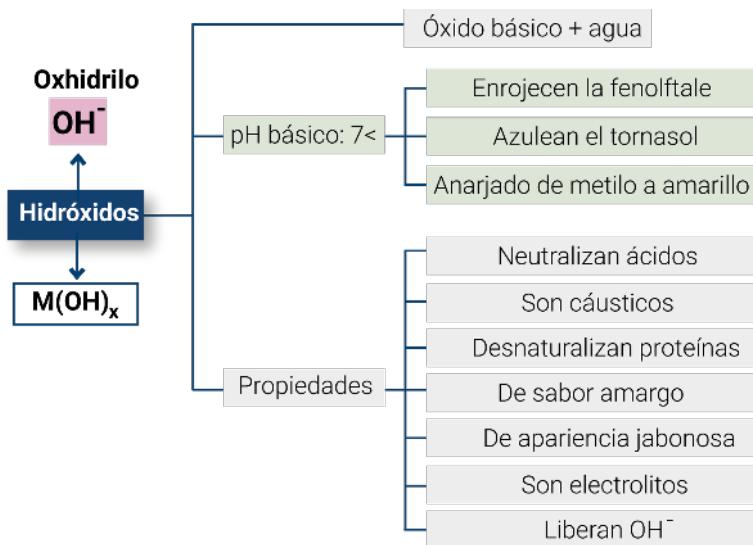


En lo referente a sus propiedades, en la figura 12 se muestran las principales:



Figura 12

Propiedades de los hidróxidos



Nota. Tomado de *Funciones químicas inorgánicas, resumen [Ilustración]*, por Zuni, E., s.f., [Academia](#). CC BY 4.0.



En la tabla 6 se exponen ejemplos que conllevan el análisis de la nomenclatura y formulación de los hidróxidos, teniendo presente que se forman a partir del enlace del elemento metálico y el radical hidróxido OH^- cuya carga iónica es -1.

Tabla 6

Nomenclatura de hidróxidos

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock	N. Tradicional
NaOH	Monohidróxido de sodio	Hidróxido de sodio (I)	Hidróxido sódico
Al(OH) ₃	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio (III)	Hidróxido alumínico
Fe(OH) ₂	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico

Nota. Adaptado de *Formulación química inorgánica* (p. 6), por Gómez del Río, M., 2008.

Luego de haber concluido el estudio de los hidróxidos, usted cuenta con la estructura cognitiva necesaria para avanzar en este análisis abordando la formulación y nomenclatura de los ácidos y sales. ¡Adelante!

5.11. Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales

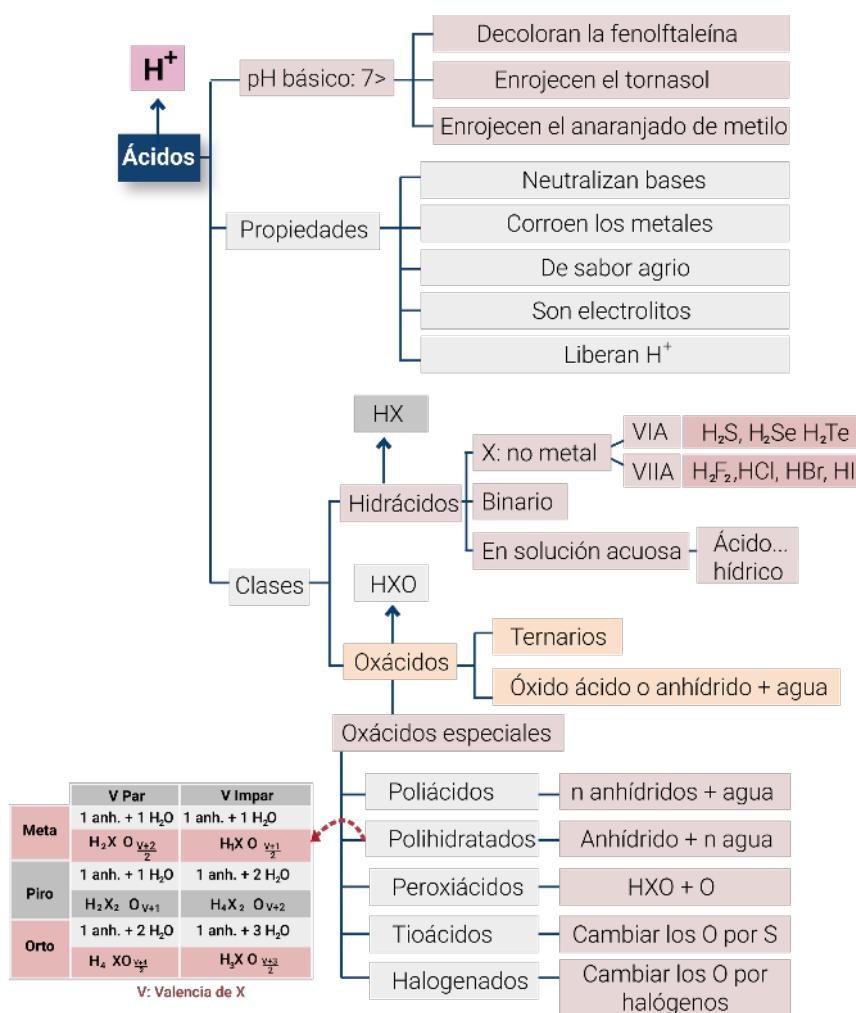
Los ácidos son compuestos que se caracterizan por la presencia de un no metal más hidrógeno. Existen dos tipos:

1. **Ácidos binarios o hidrácidos**, formados por un elemento no metal (aunque no todos los no metales forman hidrácido) e hidrógeno. Este tipo de ácidos se profundizó en el apartado 5.9 de la presente guía didáctica.
2. **Ácidos ternarios u oxácidos**, formados por un elemento no metal, oxígeno e hidrógeno. En este tipo de ácidos, el no metal tiene un número de oxidación positivo.

En la figura 13, se resumen las características principales de los ácidos. Analice detenidamente las propiedades y clases:

Figura 13

Características y clases de ácidos



Nota. Tomado de *Funciones químicas inorgánicas, resumen [Ilustración]*, por Zuni, E., s.f., [Academia](#). CC BY 4.0.

En lo que concierne a la nomenclatura de estos compuestos, se toma como referencia lo resumido por Bayas (2019). Continuemos con el aprendizaje mediante la revisión de la siguiente infografía interactiva:

[Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales](#)

Lo invito a revisar el capítulo 5. *Funciones de la química inorgánica* del texto *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina* del autor Simes (2018). Preste especial atención a los ácidos más conocidos.

Con la revisión de este tema se facilita la comprensión de la nomenclatura de los ácidos. Recuerde que un ácido con la terminación *ico* forma una sal con el sufijo *ato*; de la misma manera que un ácido con la terminación *oso* forma una sal con el sufijo *ito*.

Para afianzar este tema, lo invito a revisar la siguiente lista de videos: [Química. Formulación inorgánica](#). Con esto, se profundizan los contenidos referentes a la formulación de los compuestos binarios y ternarios. Lo invito a revisar con detenimiento, realizando organizadores gráficos, para lograr una construcción significativa de conocimientos.

Con la revisión, la lista de videos y el uso de organizadores gráficos que le permiten sintetizar la información, usted tiene clara la diferencia de los compuestos binarios y ternarios, así como las funciones químicas que pertenecen a cada uno de estos grupos.

Luego de haber analizado uno de los temas principales de la Química referente a la nomenclatura de los ácidos, es momento de complementar su estudio conociendo el número de oxidación de los átomos en los compuestos y iones poliatómicos, teniendo presente que el número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

5.12. Número de oxidación de los átomos en los compuestos y iones poliatómicos

“El número de oxidación, llamado también estado de oxidación, significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente” (Chang, 2010).

Este número es positivo cuando el átomo ha perdido o compartido electrones; y es negativo cuando el átomo ha ganado electrones. Las reglas, expuestas en la tabla 7 le permitirán determinar el número de oxidación de los iones y compuestos que forman parte de las reacciones químicas. Estos contenidos son importantes para el balanceo de ecuaciones que se analizará más adelante.

Tabla 7

Reglas para determinar el número de oxidación

Reglas	Ejemplo
Todo elemento tiene un número de oxidación de cero.	K^0, H_2^0, P_4^0
En un compuesto , la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a cero.	$NaNO_3$ $Na^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ $+1 + 5 - 6 = 0$
En un ión poliatómico , su carga es igual a la suma de los números de oxidación de todos los átomos.	$(SO_4)^{2-}$ $(S^{+6}O_4^{-2})^{2-}$ $+ 6 - 8 = -2$
En un ion monoatómico, el número de oxidación es la carga + o - que resulta de la pérdida o ganancia de electrones.	$K^+, Cu^{2+}, F^-, S^{2-}$
Cuando un compuesto o ion contiene oxígeno, tiene un número de oxidación de 2-, con excepción de los peróxidos (H_2O_2) cuyo número de oxidación es 1-.	H_2SO_4 $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ $+ 2 + 6 - 8 = 0$
El hidrógeno (H_2), actúa casi siempre con 1+, salvo en los hidruros metálicos que es 1- (combinado con metal).	HCl $H^{+1}Cl^{-1}$ $+1 - 1 = 0$

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 167), por Burns, R., 2011.

Una vez que conozca las reglas para la asignación de los números de oxidación, analice con detenimiento el siguiente ejemplo.

Determine el número de oxidación del azufre (S) en el sulfato de sodio:



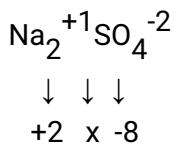
El primer paso es escribir los números de oxidación conocidos. Considere que el estado de oxidación del azufre es desconocido.

Na: +1

S: x

O: -2

Luego se multiplica el estado de oxidación de cada elemento por el subíndice correspondiente.



Finalmente, se plantea una ecuación sencilla. Considere que la suma de todos los números de oxidación del compuesto es igual a cero.

$$+2 + x - 8 = 0$$

$$x = +8 - 2$$

$$x = 6$$

El número de oxidación del azufre en el sulfato de sodio es igual a 6. Muy interesante la información de los números de oxidación.

Ahora debemos potenciarlos desarrollando las actividades que se proponen; estas les orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje establecido.

¡Éxitos en su labor!

Estamos cerca de terminar la semana y es momento de conocer el último tema referente a las sustancias químicas más conocidas.

5.13. Algunas sustancias químicas y usos

Una vez que ha conocido los nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos, es momento de considerar los usos principales que tienen algunas sustancias químicas. La tabla muestra ejemplos, su fórmula y usos.

Tabla 8

Algunas sustancias químicas y usos

Nombre químico	Fórmula	Usos
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Fabricación de fertilizantes y otras sustancias químicas, refinación de petróleo.
Dióxido de carbono sólido (hielo seco)	CO_2	Refrigeración de objetos y extinguidores de incendios.
Monóxido de dinitrógeno	N_2O	Anestesia, oxidante para combustible de alta energía.
Ácido clorhídrico	HCl	Limpieza de metales, presente en el ácido estomacal.
Hidróxido de magnesio (leche de magnesia)	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Laxante, antiácido.
Bicarbonato de sodio	NaHCO_3	Limpieza, polvo para hornear.
Cloruro de sodio (sal común)	NaCl	Sazonador, fusión de hielo.
Ácido fosfórico	H_3PO_4	Fertilizantes, detergentes, alimento para animales.

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 176), por Burns, R., 2011.

Con la lectura recomendada usted puede notar cómo las sustancias químicas forman parte de la cotidianidad, incluso algunas son producidas en nuestro cuerpo, como es el caso del ácido clorhídrico.



Actividades de aprendizaje recomendadas



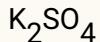
Ahora es momento de reforzar sus conocimientos a través de las siguientes actividades de aprendizaje recomendadas.

1. Aprovechemos las ventajas de la tecnología. Ingrese a los enlaces y desarrolle las actividades propuestas:
 - a. Ingrese al documento pedagógico propuesto por el Ministerio de Educación referente a [Química](#), y realice una lectura comprensiva de los numerales 4.4 hasta 4.12 de la unidad 4 *Formación de compuestos químicos*. Después, establezca las diferencias entre los compuestos binarios, ternarios y cuaternarios, para ello pueden realizar organizadores gráficos utilizando la aplicación [GoConqr](#).
 - b. Ingrese al simulador [Formulación y nomenclatura de química inorgánica](#) y seleccione mínimo tres funciones químicas. Luego relacione los compuestos con el nombre correspondiente, de acuerdo con la nomenclatura indicada.
 - c. Ingrese al siguiente quiz interactivo sobre Funciones químicas inorgánicas y complete los retos que llevarán a la meta final.
[Funciones químicas inorgánicas](#)

¿Lo logró? Seguro que sí. Durante toda la unidad, hemos trabajado en la formulación y nomenclatura de los compuestos químicos. Lograr un aprendizaje significativo de este tema le permitirá entender con facilidad las temáticas posteriores, por lo que, si algo no está lo suficientemente claro, interactúe con su docente tutor para solventar sus inquietudes.

2. El repaso es una excelente estrategia para fortalecer su aprendizaje. Lo invito a realizar las actividades propuestas:

a. Determine el número de oxidación del azufre en el compuesto



b. Identifique el número de oxidación del fósforo en el ion PO_3^{-3}

c. Ingrese al siguiente juego interactivo educativo [Cerebriti](#) y evalúe su aprendizaje con los juegos propuestos.



Confío en que alcanzó el mejor resultado. El utilizar la gamificación resulta significativo a la hora de profundizar el aprendizaje de los números de oxidación y sus reglas, también con los compuestos y iones.

3. Luego de revisar la información concerniente a los usos de las sustancias químicas, desarrolle la siguiente actividad:

En la siguiente tabla, identifique 5 compuestos químicos que usted considere de gran importancia en la industria alimenticia y justifique su elección.

Compuestos químicos

Sustancia química	Justificación

Con el desarrollo de la actividad recomendada, podemos concluir que el uso de los químicos dentro de la industria de alimentos ha contribuido de manera esencial para diferentes procesos, siendo uno

de los principales, la conservación en la cual se utilizan sustancias químicas versátiles y con propiedades que no influyen en las características organolépticas del alimento.



Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.



4. Es momento de poner a prueba sus conocimientos, desarrollando la autoevaluación 5.



Autoevaluación 5



Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.



1. **La sustancia representada por una fórmula química y formada por la combinación de dos o más elementos de la tabla periódica se conoce como:**



- a. Moléculas.
- b. Compuestos.
- c. Mezclas.

2. **Los óxidos básicos son compuestos binarios formados por un elemento:**

- a. No metal y oxígeno.
- b. Metal y oxígeno.
- c. Metal y el radical hidroxilo.

3. **Para nombrar a los ácidos existen algunas reglas, entre ellas:**

- a. Si el anión en el ácido termina en ITO, el compuesto se nombra con la palabra ácido seguido del anión cambiando la terminación por ICO.
- b. Si el anión en el ácido termina en URO, el compuesto se nombra con la palabra ácido seguido del anión cambiando la terminación por HÍDRICO.

c. Si el anión en el ácido termina en ATO, el compuesto se nombra con la palabra ácido seguido del anión cambiando la terminación por OSO.



4. Los compuestos H_2SO_3 y H_2SO_4 reciben, respectivamente, los nombres de:

- a. Ácido sulfúrico y ácido sulfuroso.
- b. Ácido sulfuroso y ácido sulfúrico.
- c. Ácido trioxosulfúrico (IV) y ácido tetraoxosulfúrico (VI).

5. El zafiro es una piedra compuesta principalmente de aluminio y oxígeno que contiene cationes de aluminio, Al^{3+} y aniones de oxígeno, O^{2-} . ¿Cuál es la fórmula de este compuesto?:

- a. AlO
- b. Al_3O_2
- c. Al_2O_3



6. El compuesto SO_2 según la nomenclatura stock se lo conoce como:

- a. Anhídrido sulfuroso.
- b. Óxido de azufre (IV).
- c. Óxido de azufre (II).



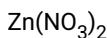
7. Determine el estado de oxidación del cloro en cada uno de los siguientes ácidos:

Estados de oxidación de ácidos

Compuesto	Estado de oxidación
$HClO$	
$HClO_2$	
$HClO_3$	

Compuesto**Estado de oxidación**

8. Escriba el nombre de los siguientes compuestos iónicos y determine los iones de los cuales deriva cada uno (fórmula y nombre):

*Compuestos iónicos***Compuestos****Nombre****Catión****Anión**

9. Nombre los compuestos siguientes:

*Compuestos***Compuesto****Nombre**

Compuesto

Nombre

ZnO

10. Formule los compuestos siguientes:

Compuestos

Nombre

Compuesto

Cloruro de oro (III)

Nitrito de plata

Ácido sulfídrico

Tricloruro de boro

Peróxido de hidrógeno

Trióxido de dioro

Estibano

Cloruro de aluminio

Bromuro de plata

Hidróxido de sodio

[Ir al solucionario](#)

¡Qué bien! Con todos los conocimientos que tiene sobre el nombre y fórmula de los compuestos químicos, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera discrepancias o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.



Semana 6

Unidad 6. Enlaces químicos

Iniciamos una nueva semana de estudios, esta vez revisaremos los contenidos de la unidad 6 correspondiente a Enlaces químicos, donde se analizan temas importantes como los tipos de enlaces que están presentes en las sustancias y que definen las propiedades físicas y químicas, así como la electronegatividad, conductividad, solubilidad y los puentes de hidrógeno.

Antes de examinar las temáticas, es necesario recordar que los enlaces químicos se mantienen unidos a los átomos o iones en los compuestos químicos; pueden ser iónicos, covalentes y metálicos.

6.1. Enlaces iónicos

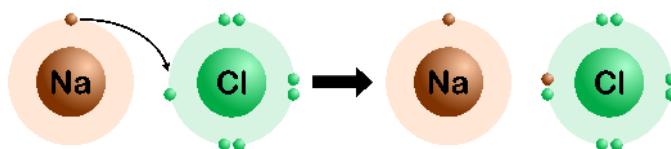
Los enlaces iónicos se forman entre iones con cargas opuestas. Estos se caracterizan por estar formados por un metal y un no metal; el metal cede electrones para formar cationes y el no metal acepta electrones para formar aniones, logrando que “todos los átomos cumplan con la regla del octeto, que menciona que todo átomo, para permanecer estable, debe tener 8 electrones en su último nivel” (Bayas, 2019).

La sal común o cloruro de sodio, es uno de los compuestos más conocidos en donde los iones sodio con carga positiva y los iones cloro con carga negativa se atraen entre sí formando enlaces iónicos. A continuación, en la figura 14 se explica gráficamente la transferencia de electrones:



Figura 14

Formación del enlace iónico en el NaCl



Nota. Tomado de *Formación de cloruro de sodio* [Ilustración], por KRPD, 2022, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Con bien pudo observar, el átomo sodio, cede su único electrón de valencia al átomo cloro y este, al tener únicamente 7 electrones de valencia completa con el electrón cedido los 8. De esta manera se forma el enlace iónico y se completa la regla del octeto.

En cuanto a las propiedades de este tipo de enlaces, se destacan las siguientes:

- Son sólidos cristalinos estables de elevado punto de fusión y ebullición.
- Muchos compuestos son solubles en disolventes polares como el agua e insolubles en disolventes orgánicos.
- Conducen la electricidad cuando están en estado líquido o en disoluciones acuosas.

En este punto lo invito a profundizar el tema, para lo cual realice una lectura comprensiva del capítulo 4. *Enlaces químicos*, en *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina* del autor Simes (2018). Preste especial atención a los ejemplos referentes a enlaces formados con otros elementos químicos.

La lectura realizada seguramente le permitió comprender que un enlace iónico es la unión de partículas que resulta de la presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo.



Luego de revisar la bibliografía recomendada, conteste y responda la siguiente interrogante en su cuaderno de trabajo o en un documento Word: ¿Por qué los compuestos iónicos no pueden ser conductores de electricidad cuando están en estado cristalino? Argumente su respuesta.

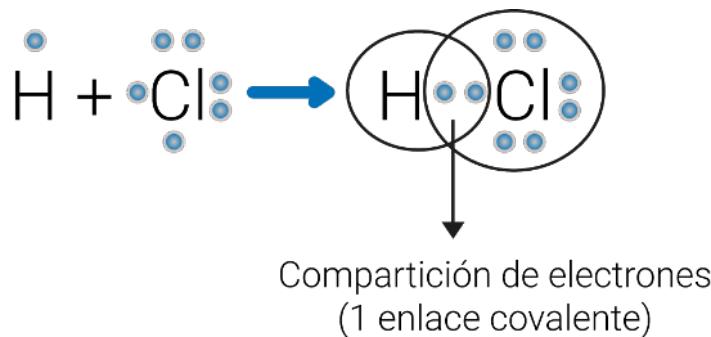
El estudio de los enlaces iónicos le permite contar con el fundamento requerido para avanzar con el siguiente tema concerniente a los enlaces covalentes, de este modo, podrá establecer las relaciones que en ellos existen.

6.2. Enlaces covalentes

Los enlaces covalentes son enlaces químicos estables que se forman cuando dos átomos de elementos no metales comparten por lo menos un par de electrones para constituir una molécula y alcanzar la regla del octeto. En la figura 15 se representa el enlace covalente formado entre el átomo de hidrógeno y el átomo de cloro, siendo un enlace sencillo debido a que comparten únicamente dos electrones.

Figura 15

Formación del enlace covalente



Nota. Tomado de *Enlace covalente* [Ilustración], por Ecured, s.f., [Ecured](#). CC BY 4.0.

Los enlaces covalentes son más comunes que los enlaces iónicos existentes en las moléculas de los organismos vivos.

También existen enlaces dobles y triples, los cuales se diferencian entre ellos por el número de electrones compartidos.

Enlace covalente sencillo: si se comparte un par de electrones.



Enlace covalente doble: si se comparten dos pares de electrones.



Enlace covalente triple: si se comparten tres pares de electrones.

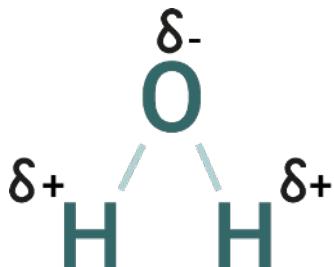


Los enlaces covalentes, además de clasificarse por el número de electrones compartidos, también pueden hacerlo de acuerdo a la diferencia de electronegatividad de los elementos que intervienen y se los conoce como enlaces polares, no polares y dativos o coordinados.

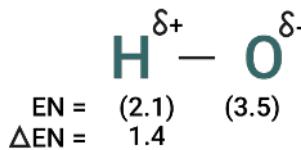
Enlaces polares: se forman entre dos elementos cuya diferencia de electronegatividad es mayor a 0,4 y menor de 1,7. Otros autores como Brown, LeMay, Bursten, & Burdge (2004) también señalan que, en un enlace covalente polar, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones de enlace que el otro. En la figura 16 se observa que la diferencia de electronegatividad (datos disponibles en la tabla periódica) entre los átomos de hidrógeno y oxígeno es 1.4.

Figura 16

Enlace covalente polar



En el enlace:

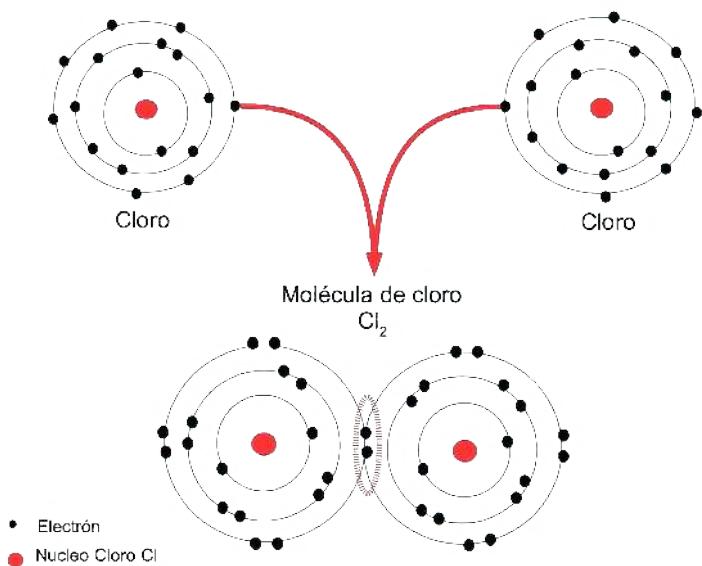


Nota. Tomado de *Clasificación del enlace químico [Ilustración]*, por DFIE – IPN, 2015, [Gobierno de México](#). CC BY 4.0.

Enlaces no polares: se forman cuando los electrones se comparten equitativamente entre dos átomos, es decir, ocurre al enlazar dos átomos iguales con el mismo valor de electronegatividad. En el caso de la figura 17, se aprecia cómo los átomos de cloro, al tener cargas iguales, se enlazan de manera homogénea formando un enlace no polar.

Figura 17

Enlace covalente no polar

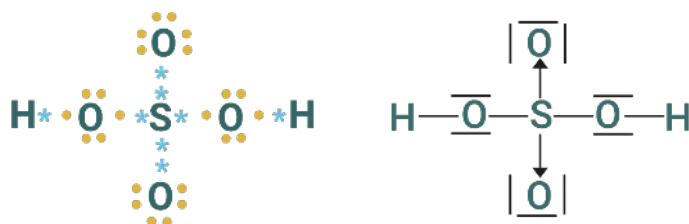


Nota. Tomado de *Enlace covalente del cloro* [Ilustración], por Ana Zita Fernandes, 2015, [Diferenciador](#). CC BY 4.0.

Enlaces covalentes coordinados o dativos: se forma cuando en lugar de aportar un electrón cada átomo del enlace, los dos electrones son aportados por el mismo átomo. Observe la figura 18 para una mayor comprensión de este tipo de enlace covalente:

Figura 18

Enlace covalente coordinado o dativo del H₂SO₄



Nota. Tomado de *Clasificación del enlace químico* [Ilustración], por DFIE – IPN, 2015, [Gobierno de México](#). CC BY 4.0.

En la figura anterior se evidencian dos tipos de enlaces: el primero, covalente polar, que se forman con los oxígenos que comparten electrones con el hidrógeno y el azufre; y el segundo, covalente coordinado o dativo, que se forma con los otros dos oxígenos unidos al azufre.

Es momento de fortalecer sus conocimientos. Lo invito a realizar una revisión comprensiva del portal académico virtual [Enlace químico](#). Observe los ejemplos que muestran las diferencias entre los tipos de enlace químico.

¿Cómo le fue con la lectura? Seguro que muy bien. Ahora tiene claro que se forma un enlace covalente no polar entre las moléculas de flúor, un enlace covalente polar entre las moléculas de hidrógeno y flúor, y finalmente un enlace iónico entre el potasio y el flúor. Con estos conocimientos, es momento de abordar la electronegatividad.

6.3. Electronegatividad

A la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí cuando conforman un enlace, se le conoce como electronegatividad. Esta característica permite prever la polaridad del enlace formado, así como el carácter covalente o iónico del mismo.

Según la escala de Pauling, los valores de la electronegatividad van desde 4 (flúor) hasta 0.7 (francio); disminuyen conforme el carácter metálico aumenta, siendo los metales más reactivos los que tienen valores de electronegatividad más bajos.

Para precisar lo mencionado, revise el video [Electronegatividad](#). En él se observa la variación de la electronegatividad de los elementos químicos por grupos y períodos, teniendo presente que la electronegatividad es una medida de la fuerza de atracción que ejerce un átomo sobre los electrones de otro en un enlace covalente.

Luego de haber observado y analizado el video, estamos en la capacidad de identificar con facilidad en la tabla periódica aquellos átomos que tienen más capacidad para atraer electrones.



A continuación, lo invito a profundizar este tema ingresando al juego didáctico [Características de los enlaces químicos](#) donde se establecen los tipos de enlaces dependiendo de la diferencia de electronegatividad entre otras características. Cuando la electronegatividad en un par de átomos es mayor a 1.7 el enlace que se forma es iónico; cuando es menor a 1.7, se forman enlaces covalentes polares y cuando la diferencia es igual a cero, se forman enlaces covalentes no polares.

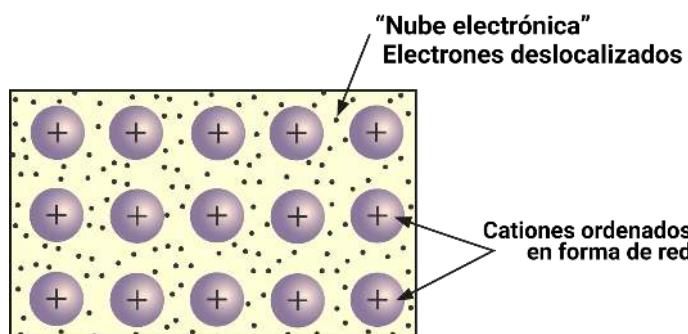
Finalmente, los referentes estudiados en este apartado nos han permitido complementar la base teórica de la electronegatividad y con ello aplicar los saberes aprendidos en el desarrollo de los ejercicios. Es momento de continuar con un tema referente a los enlaces metálicos.

6.4. Enlaces metálicos

Los enlaces metálicos son uniones químicas que se producen entre átomos de elementos metálicos. Estos enlaces son muy resistentes y permiten que la conducción de la electricidad a través de los átomos sea muy efectiva.

Figura 19

Enlace metálico



Nota. Tomado de *Tipos de enlaces químicos* [Ilustración], por quimica4toescuelatecnica, 2018, [quimica4toescuelatecnica](#). CC BY 4.0.

La figura 19 muestra cómo los enlaces químicos toman una forma cristalina y los electrones de valencia se mueven con total libertad por todo el cristal, como en una especie de nube electrónica.

La unión de elementos metálicos no forma nuevos compuestos sino aleaciones.

Perfecto, una vez que tiene claro las diferencias de cada tipo de enlace, es momento de conocer las principales propiedades de estos.

6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos

La conductividad se define como la capacidad que tienen las sustancias para transmitir energía calorífica o eléctrica; y la solubilidad como la capacidad de una sustancia de disolverse en otra llamada solvente a una temperatura determinada, en la tabla se describe la relación de estas propiedades con los tipos de enlace.

Tabla 9

Relación de los enlaces con la conductividad y solubilidad

Tipo de enlace	Conductividad	Solubilidad
Iónicos	No son conductores eléctricos a menos que estén disueltos en agua.	Solubles en agua.
Covalentes	No son conductores eléctricos.	Compuestos polares se disuelven en solventes polares. Compuestos no polares se disuelven en solventes no polares.
Metálicos	Muy buenos conductores eléctricos.	No son solubles en disolventes.

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 227), por Burns, R., 2011.

Como pudo darse cuenta, la conductividad, el punto de fusión o la solubilidad, entre otras propiedades, caracterizan a los diferentes tipos de enlaces. Por ejemplo, los compuestos sólidos formados por enlaces metálicos son buenos conductores de electricidad, a diferencia de los obtenidos con enlaces iónicos y covalentes.

Ahora es momento de resolver el siguiente ejercicio propuesto por Burns (2011): un líquido incoloro se disuelve en agua, pero en un líquido para encender carbón. No conduce la corriente eléctrica. ¿Qué le indica esta información acerca de sus enlaces? Este ejercicio le permitirá caracterizar a los enlaces de acuerdo con el comportamiento de las sustancias.

¿Cómo le fue con la resolución del ejercicio? Seguro que, con la información proporcionada en la bibliografía básica, así como en este apartado, usted identificó fácilmente el tipo de enlace y sus características principales.

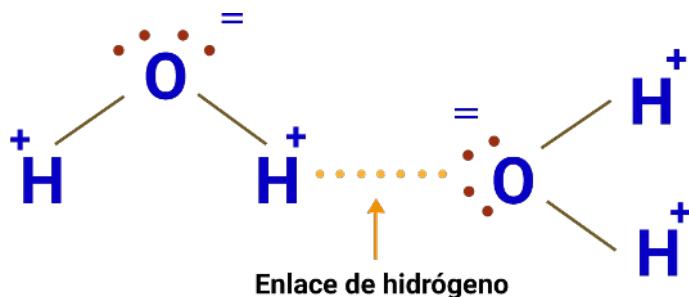
Felicito su constancia y su motivación. Esto nos permite cumplir con la construcción de los resultados de aprendizaje. Es momento de conocer los puentes de hidrógeno.

6.6. Puentes de hidrógeno

Brown, LeMay, Bursten & Burdge (2004) definen a los puentes de hidrógeno como un tipo especial de atracción intermolecular que existe entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar (sobre todo un enlace H–F, H–O o H–N) y un par de electrones no compartido en un ion o átomo electronegativo pequeño cercano (usualmente un átomo F, O o N de otra molécula).

Figura 20

Puentes de hidrógeno



Nota. Tomado de *Puente de hidrógeno [Ilustración]*, por Concepto Definición, 2020, [Concepto definición](#). CC BY 4.0.

En la figura 20 se muestra la molécula de agua y los puentes de hidrógeno (líneas punteadas en la figura) que se forman, y a los cuales se deben los altos puntos de fusión y de ebullición del agua.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de potenciar los conocimientos desarrollando las actividades propuestas a continuación, pues le orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje. ¡Adelante!

1. La actividad planificada se realiza con base en los diferentes tipos de enlace, para ello lo invito a revisar la información proporcionada en la guía y los recursos recomendados. Luego, complete el siguiente cuadro que le permitirá reforzar los contenidos estudiados.

Información de tipos de enlaces

Enlaces	Característica	Tipos de átomos	Electronegatividad	Ejemplo
Iónicos				
Covalentes polares				
Covalentes no polares				
Metálicos				

La actividad antes propuesta tiene como finalidad pedagógica conocer y diferenciar las características, tipos de átomos y valores de electronegatividad en los diferentes enlaces que se forman con los elementos químicos. De forma resumida, los enlaces iónicos se caracterizan por la transferencia de electrones; los enlaces covalentes por compartir electrones y los enlaces metálicos por la unión de sus átomos.

2. Para finalizar esta unidad, lo invito a realizar las siguientes actividades con el objetivo de fortalecer los contenidos referentes a los enlaces químicos.
 - a. Ingrese a [Enlaces químicos](#) y valide sus conocimientos a través del desarrollo de los diferentes test que esta herramienta le propone.
 - b. Luego, relacione los enlaces químicos con los tipos de elementos. Para lo cual, ingrese al cuestionario interactivo [Tabla periódica y enlaces químicos](#) y desarrolle la evaluación propuesta.



Las herramientas tecnológicas antes expuestas, le permite complementar sus saberes, ya que usted evalúa a través de la gamificación sus conocimientos referentes a los tipos de enlaces químicos que no son más que las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos, así como a las propiedades que caracterizan a estos como la conductividad y solubilidad. Felicito su tenacidad con el trabajo realizado.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

3. Ahora es momento de conocer las estrategias didácticas necesarias para un proceso significativo de enseñanza-aprendizaje, no sin antes poner en práctica los aprendizajes adquiridos en este análisis con el desarrollo de la autoevaluación. ¡Adelante!



Autoevaluación 6

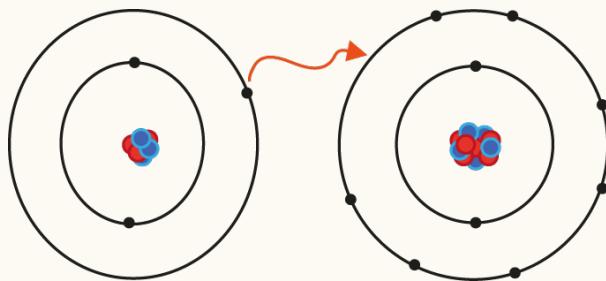
Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. Cuando dos o más átomos se unen para conseguir una estructura de mayor estabilidad se dice que entre ellos hay un _____.
2. Los átomos se unen para conseguir una estructura más estable. Para lo cual tienen que conseguir que su última capa de electrones sea igual que la de un _____.
3. El enlace iónico se produce cuando un átomo _____ electrones a otro átomo.
4. En el enlace iónico, el átomo que cede electrones adquiere carga debido a que tiene más protones que electrones, mientras que el átomo que recibe electrones adquiere carga _____ porque tiene más electrones que protones.

5. El enlace covalente se produce cuando los átomos _____ electrones para conseguir completar su última capa.



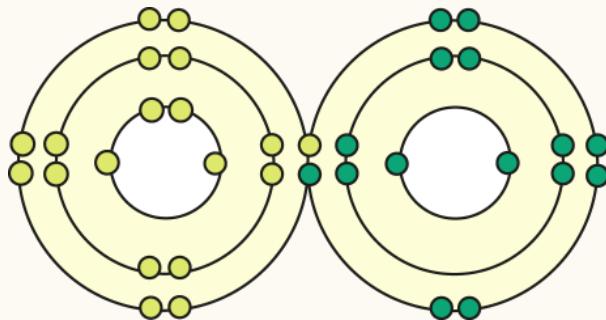
6. Observe el siguiente enlace y determine a qué tipo pertenece:



Nota. Tomada de *Enlace químico* [Ilustración], por Wikipedia, 2012, [Wikipedia](#), CC BY 4.0.

- a. Iónico.
- b. Metálico.
- c. Covalente polar.
- d. Covalente no polar.

7. Observe el siguiente enlace y determine a qué tipo pertenece:



Nota. Tomada de *Enlace químico* [Ilustración], por Velazquez, N., s.f., [Pinterest](#), CC BY 4.0.

- a. Iónico.

- b. Metálico.
- c. Covalente.

8. Relacione los tipos de enlace con los elementos que lo conforman:

Tipos de enlace

Columna A	Columna B
() enlace covalente	a. Metal con metal
() enlace iónico	b. No metal con No metal
() enlace metálico	c. Metal con No metal

9. Del siguiente listado, seleccione al elemento que tiene mayor electronegatividad:

- a. Flúor.
- b. Sodio.
- c. Cloro.
- d. Carbono.

10. Cuando se combina un átomo de sodio con un átomo de cloro, lo más normal es que entre ellos se produzca un enlace:

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

[Ir al solucionario](#)

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje o no dude en consultar a su profesor tutor. Recuerde que estamos próximos a finalizar el primer bimestre, por lo que es necesario que todos los contenidos revisados hasta el momento estén claros.



Semana 7

Con los conocimientos de la base teórica, se promueve el desarrollo del pensamiento crítico a través del diseño de estrategias didácticas y técnicas activas para lograr un aprendizaje significativo de la química.

Unidad 7. Estrategias didácticas y técnicas para la enseñanza de las ciencias experimentales

7.1. Introducción

Luego de haber revisado y comprendido los aspectos y conceptualizaciones de los diferentes temas que se abordan en el campo disciplinar de la química, en este apartado corresponde identificar las principales estrategias metodológicas y técnicas para la enseñanza de las ciencias experimentales, teniendo presente que la habilidad pedagógica y didáctica, es decir el conocimiento en acción, es un conjunto de acciones y operaciones que realiza el educador con la finalidad de facilitar el proceso de aprendizaje autónomo del estudiante, en donde el docente debe seleccionar, utilizar, evaluar y crear estrategias para alcanzar los objetivos planteados en el desarrollo de su labor pedagógica que respondan a las exigencias de la sociedad actual.



Figura 21

Actividad del docente en el área de las ciencias experimentales



Nota. Tomado de *Maestro enseña a estudiantes* [Ilustración], por Baljik Dmitry, 2022, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

En algunas obras como la de Galiano J. y Sevillano M. (2015), se habla que la sociedad actual requiere profesores de química con una sólida formación disciplinar y pedagógica que marquen de manera permanente la presencia de esta ciencia en los fenómenos y procesos de la vida cotidiana a través de la vinculación con el medio y la sociedad que la requiere, una concepción de la química que facilite su presencia en todos los ámbitos y para todos partiendo desde las aulas de bachillerato como los nuevos espacios de transformación, teniendo presente que a la hora de **enseñar ciencias** se ha de tener en cuenta que no solo se está enseñando a futuros científicos e ingenieros, sino también a miembros activos de la sociedad que requieren el planteamiento de

elementos que se constituyen en la base para el desarrollo de nuevas estrategias para el logro de competencias, entre ellos: la globalización, los avances científicos y tecnológicos, los nuevos esquemas en la reorganización del trabajo, la diversidad y movilidad de los trabajos, así como una apuesta por la individualización de los aprendizajes, entre otros. (Galiano J. y Sevillano M., 2015, Sevillano García, 2009).

Por este motivo, es necesario que los docentes de los diferentes niveles educativos reciban la capacitación necesaria para adquirir habilidades pedagógicas para hacer un uso flexible del conocimiento, pues es así como pueden prestar atención a las ideas que van surgiendo en el curso del proceso de aprendizaje, esto permite que el docente del siglo XXI sea responsable de su formación continua a lo largo de su trayectoria profesional es decir, apostar constantemente por la actualización, y así estar preparados para desarrollar proyectos educativos enmarcados en la enseñanza de la Química a través de estrategias docentes innovadoras en los diferentes ambientes de aprendizaje tales como: aulas de clase y/o laboratorios. Teniendo presente que el aprendizaje se da a lo largo de toda la vida y que se aprende a cada momento y en todos los escenarios de esta.

Figura 22

La experimentación en química



Nota. Tomado de *Estudiantes observan experimento* [Ilustración], por Monkey Business Images, 2018, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Si tomamos como referencia a los niños que cursan los niveles de educación básica, ellos aprenden al comprar en la tienda del barrio o comunidad, al jugar con sus vecinos, cuando comparten el trabajo en el campo con sus familias, acompañando a sus padres a la feria semanal en el mercado, participando en una fiesta, ayudando en los quehaceres de la casa, cuidando a sus hermanos; en fin, aprenden en todos los momentos de la vida.

Esta concepción del aprendizaje es valiosa a la hora de aprovechar los ambientes que nos brindan la naturaleza y la comunidad. Contar con el mar y su playa como ambiente de aprendizaje para investigar la salinidad del agua y su influencia en la vida de los animales marinos, por ejemplo, es ideal. Los docentes y futuros docentes disponemos de maravillosos ambientes naturales en los cuales se pueden realizar las clases de las distintas áreas de estudio. Además, es importante tener presente que las ciencias experimentales no se pueden enseñar solo de manera expositiva, por lo que es necesario el empleo de metodologías activas que permitan la participación directa del estudiante en la adquisición de conocimientos encaminados a un aprendizaje significativo.

En el video titulado [De un aprendizaje pasivo al aprendizaje activo](#), el catedrático de Genética Javier Novo (2019) nos comparte su experiencia pedagógica de cómo a partir de la contextualización de los contenidos y empleando diferentes técnicas durante el desarrollo de sus clases hacen que sus alumnos pasen de un aprendizaje pasivo a un activo.

Luego de haber observado y analizado el vídeo se puede dar cuenta que entre las habilidades que se fortalecen dentro del aprendizaje activo en el grupo de estudiantes está el trabajo colaborativo; es momento de continuar con el estudio de los modelos pedagógicos, estrategias y técnicas de enseñanza.

7.2. Modelos pedagógicos, estrategias y técnicas de enseñanza

La enseñanza de la química continúa centrada en los aspectos conceptuales y propedéuticos que generan en la sociedad una imagen de ciencia *aburrida*, *difícil* o poco *creativa* (Stocklmayer y Gilbert, 2002) que ha provocado actitudes negativas en los estudiantes y, consecuentemente, serias dificultades de enseñanza.

En la actualidad, la enseñanza de las ciencias tiene un enfoque teórico y descontextualizado que desmotivan al estudiante. En este contexto y en relación con las causas del desinterés, se observa una serie de dificultades asociadas al proceso de enseñanza-aprendizaje de las Ciencias Experimentales, en este contexto, Torres, 1975; Solbes et al., 2007; Vílchez et al. 2015, citados en Ortega-Quevedo y Gil (2018, p. 81) resaltan un compendio de dificultades asociadas al proceso de enseñanza-aprendizaje de las ciencias experimentales tales como:

- Las materias de ciencias están orientadas a la consecución en masa de una serie de contenidos que no son contextualizados, es decir, se entiende la ciencia como una materia enciclopédica.
- Los educandos reciben la información como una avalancha de datos que deben memorizar y retener, no como respuestas a preguntas.

- El uso desmedido de los libros de texto, como base y referencia en el proceso de enseñanza, pese a que, en ocasiones, la interpretación de los contenidos curriculares que estos recogen es incompleta o incorrecta.
- El escaso planteamiento práctico de los contenidos y las malas programaciones. Las experiencias prácticas deben estar contextualizadas y los discentes precisan conocer su finalidad y su relación con la teoría.
- La falta de una perspectiva histórica de la ciencia, así como el aislamiento de los contenidos científicos entre las distintas áreas, causan que los temas se traten de un modo inconexo, dificultando así su comprensión.
- La aplicación de una evaluación cuantitativa y de exámenes externos, procesos de evaluación dirigidos a calificar el contenido memorizado y no otras formas de aprendizaje.
- Las carencias en la formación del profesorado. Los docentes generalmente muestran un gran desconocimiento, tanto de los contenidos curriculares de Ciencias Experimentales, como del modo en el que deben enseñarlos.

En este contexto, Schunk (1997) citado en Páez (2006), considera que “el uso de estrategias es una parte integral de las actividades de aprendizaje y consisten en técnicas para crear y mantener un clima de aprendizaje positivo” (p. 9). De igual forma, Montes (2011, p. 1) manifiesta como conclusión de su estudio investigativo denominado: Estrategias docentes y métodos de enseñanza-aprendizaje en la Educación Superior que “las estrategias docentes se diseñan para resolver problemas de la práctica educativa e implican un proceso de planificación en el que se produce el establecimiento de secuencias de acciones, con carácter flexible, orientadas hacia el fin a alcanzar”.

Figura 23

Proceso de aprendizaje



Nota. Tomado de Aprender [Ilustración], por Rawpixel.com, 2016, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

En síntesis y como se muestra en la figura 23, las estrategias se dirigen a una superación cognitiva mediante la activación de los procesos analíticos de los estudiantes y docentes, por ello el empleo de estas en el quehacer educativo proporciona las oportunidades para que ambos puedan alcanzar sus metas y progresos educativos. Continuemos con el aprendizaje mediante la revisión de la siguiente infografía.

[Modelos pedagógicos, estrategias y técnicas de enseñanza.](#)

El siguiente video, [Construcción metodológica](#), nos muestra que antes de llevar a cabo el desarrollo de una clase el docente debe imaginar la clase organizando, diseñando y articulando sistemáticamente las actividades de aprendizaje, todo esto orientado a tomar decisiones oportunas de acuerdo a las necesidades de los educandos para lograr un aprendizaje significativo.

A continuación, en la tabla 10 se presentan los principales efectos en el aprendizaje de los estudiantes al momento de aplicar una estrategia de enseñanza, de ahí la importancia de que el docente las analice al momento de tomar las mejores decisiones pedagógicas.

Tabla 10*Estrategias y efectos esperados en el aprendizaje de los alumnos*

Estrategia de enseñanza	Definición	Efectos esperados en el alumno
Objetivos	Enunciados que establecen condiciones, tipo de actividad y forma de evaluación del aprendizaje del alumno. Como estrategias de enseñanza compartidas, aprendizajes con los alumnos, generan expectativas apropiadas.	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Conocer la finalidad y el alcance del material y cómo manejarlo. ▪ Contextualizan sus aprendizajes y les dan sentido a los mismos.
Discusión guiada, foco introductorio o actividad generadora de información previa	Actividades que atraen la atención de los alumnos, activan los conocimientos previos o incluso crean una apropiada situación motivacional de inicio.	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Activan sus conocimientos previos. ▪ Crean un marco de referencia común.
Ilustraciones	Representaciones visuales de objetos o situaciones sobre una teoría o tema específico (fotografía, dibujos, dramatizaciones, etc.).	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Facilitan la codificación visual de la información.
Preguntas intercaladas	Preguntas insertadas en la situación de enseñanza, en un texto o en un video. Mantienen la atención y favorecen la práctica, la retención y la obtención de información relevante.	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Practican y consolidan lo aprendido. ▪ Mejoran la codificación de la información relevante. ▪ El alumno se autoevalúa gradualmente.
Señalizaciones	Señalamientos que se hacen en un texto o en la situación de enseñanza para enfatizar u organizar elementos relevantes del contenido por aprender.	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Le orientan y guían en su atención y aprendizaje. ▪ Identifican la información principal.

Estrategia de enseñanza	Definición	Efectos esperados en el alumno
Organizadores previos	Información del tipo introductorio y contextual. Tienden un puente cognitivo entre la información nueva y la previa.	<ul style="list-style-type: none"> Mejoran la codificación selectiva.
Analogías	Proposiciones que indican que una cosa o evento (concreto o familiar) es semejante a otro (desconocido y abstracto o complejo).	<ul style="list-style-type: none"> Hacen más accesible y familiar el contenido. Elaboran una visión global y contextual del objeto de estudio.
Mapas y redes conceptuales	Representaciones gráficas de esquemas de conocimiento (indican conceptos, proposiciones y explicaciones).	<ul style="list-style-type: none"> Comprenden información abstracta. Trasladan lo aprendido a otros ámbitos.
		<ul style="list-style-type: none"> Realizan una codificación visual y semántica de conceptos, proposiciones y explicaciones. Contextualizan las relaciones entre conceptos y proposiciones.

Nota. Adaptado de *Estrategias docentes para un aprendizaje significativo: Una interpretación constructivista* (p. 148), por Díaz, F. y Hernández, G., 2010.

Las estrategias de enseñanza citadas en la tabla 10 permitirán a los futuros docentes identificarlas y emplearlas de manera simultánea e híbrida en los diferentes procesos didácticos para lograr mejores resultados en el aprendizaje, dado que, las mismas permiten:

- Activar o generar conocimientos previos en sus estudiantes.
- Apoyar los contenidos curriculares durante el proceso de enseñanza-aprendizaje.
- Formar una visión sintética, integradora y crítica del material educativo.

Otro punto de interés son las **técnicas de enseñanza** que se constituyen en el entramado organizado por el docente a través de las cuales pretende cumplir el objetivo de la clase, es decir, la estructura con la finalidad que el estudiante construya el conocimiento, lo transforme, lo problematice, y lo evalúe. A continuación, en el [Anexo 1. Técnicas de enseñanza](#), se describen las principales técnicas enfocadas hacia la enseñanza de las ciencias. Entre las más importantes, tenemos: taller pedagógico, palabra clave, del redescubrimiento, collage y espina de pescado.

En el anexo 1 se presentan algunas de las técnicas didácticas que el docente puede utilizarlas al momento de planificar la clase, dado que, las mismas facilitan la construcción del conocimiento porque son el elemento medular en el proceso de enseñanza-aprendizaje, es decir, estas matizan la práctica pedagógica siendo necesario que el docente reflexione, experimente y valide sus técnicas de aprendizaje y examine los resultados positivos que conlleven el desarrollo de un clima de aprendizaje óptimo y favorable para el alumno.

Los videos que se presentan a continuación, específicamente el primer video referente a las metodologías activas, recapitulan algunos métodos de enseñanza activos que pueden ser implementados dentro del aula a la hora de enseñar ciencias, de tal manera que el proceso de aprendizaje es significativo

y el otro hace referencia al método científico utilizado por los científicos en el campo de las ciencias, el mismo que se constituye en una forma planificada de trabajar cuyos resultados son comprobados mediante la experimentación.

- Las [metodologías activas](#) nos conllevan el planteamiento de nuevas propuestas didácticas que incluyen estrategias y prácticas lúdicas, las cuales permiten que el estudiante desarrolle una actitud positiva hacia el aprendizaje de las ciencias experimentales.
- El [método científico](#) como metodología para obtener nuevos conocimientos, el mismo que consiste en la observación sistemática, medición, experimentación, y la formulación, análisis y modificación de hipótesis, es decir, muestra cuáles son las reglas de procedimiento que pueden aumentar las probabilidades de que el trabajo sea fecundo.

Actualmente, existen variedad de modelos pedagógicos que con el apoyo de los recursos tecnológicos dinamizan la práctica educativa, en donde el estudiante asume un papel más activo en la toma de decisiones, aunque la labor del docente en el proceso de enseñanza sigue siendo necesaria para estructurar, guiar y orientar las actividades de aprendizaje. Entre los principales se destacan:

1. Aprendizaje Basado en Problemas (ABP)

El ABP es una didáctica contemporánea funcional que enseña a los estudiantes a solucionar problemas reales y significativos, al respecto, De Zubiría, M. (2007) destaca que el ABP es un desarrollo de currículo y un sistema instruccional que simultáneamente desarrolla estrategias para solución de problemas y las bases y habilidades del conocimiento de la disciplina. Los estudiantes desempeñan un papel activo en la solución de un problema, el cual tiene más de una alternativa de solución, similar a lo que ocurre con los problemas del mundo real. Como propuesta educativa, el ABP, asume que la finalidad del acto educativo radica en desarrollar en el estudiante las habilidades necesarias para que pueda resolver problemas



reales: recolectar y analizar fuentes de información, analizar situaciones reales desde una perspectiva teórica, proponer y evaluar soluciones utilizando recursos disponibles, planificar y proyectar.



El siguiente video [Aprendizaje Basado en Problemas](#) resalta la importancia de este modelo de enseñanza en la que los estudiantes se enfrentan a problemas cuidadosamente seleccionados y estructurados para solucionarlos activamente mediante situaciones de discusión con los otros mediante el establecimiento metodologías activas que se ponen en práctica en cada una de las etapas para preparar una clase con ABP.

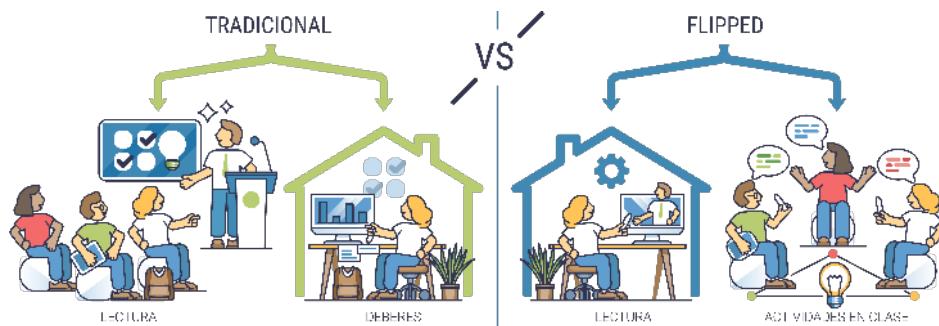
Le invito a continuar con el aprendizaje sobre el aula invertida.

2. Aula invertida (*Flipped Classroom*)

Flipped Classroom es un **modelo pedagógico** también conocido como aula invertida, revolucionario por naturaleza, dado que, propone dar la vuelta a lo que se venía haciendo hasta ahora, poniendo en duda al sistema educativo tradicional en donde los alumnos estudian y preparan los temas objeto de estudio fuera de clase, acceden en casa a los contenidos de la asignatura para que, posteriormente, sea en el aula donde realicen las tareas, interactúen y lleven a cabo actividades participativas (debates, trabajos en grupo, entre otros). Estos saberes y estrategias generan: creación de nuevas tareas académicas, presentación de nuevos conjuntos de habilidades y creación de distintos aprendizajes sobre los que se fundamenta el binomio enseñanza y aprendizaje, los cuales motivan la calidad y la adquisición del conocimiento. Ante lo expuesto, no debemos olvidar la necesaria implicación del estudiante, así como, la argumentación verbal de los planteamientos, la respuesta esperada de los planteamientos establecidos, la posibilidad diversa de ejemplos contextualizados en la vida cotidiana y la consecución de una respuesta planificada y reflexiva, todo esto con el apoyo de las herramientas tecnológicas y con un docente cuyo rol es mediar y orientar el proceso de aprendizaje.

El siguiente video, [The flipped classroom](#), de Raúl Santiago (2014), docente de la Universidad de La Rioja, describe las principales características y las herramientas que cuenta el profesor para trabajar este modelo pedagógico de manera contextualizada en el aula de clase.

Figura 24
Flipped learning



Nota. Tomado de *Cómo el Flipped Learning está cambiando las escuelas y las universidades [Ilustración]*, por Raúl Santiago, 2015, [theflippedclassroom](#). CC BY 4.0.

En el área de Ciencias Naturales la experimentación es una técnica para mejorar el aprendizaje, propiciando la investigación desde edades tempranas, al respecto, Osorio (2004) citado en López y Tamayo (2012) destaca que la actividad experimental no solo debe ser vista como una herramienta de conocimiento, sino como un instrumento que promueve los objetivos conceptuales, procedimentales y actitudinales que debe incluir cualquier dispositivo pedagógico. A través del desarrollo de experimentos, el estudiante toma conciencia de que el accionar de un científico requiere de sólidos conocimientos teóricos, habilidad en el manejo de los instrumentos de laboratorio y una cuota de creatividad y actitud crítica.

Con la finalidad de profundizar en el tema lo invito a revisar la siguiente [guía de sugerencias para actividades experimentales](#), en las que encontrará el detalle de fichas de actividades experimentales que conllevan la participación activa de los estudiantes a la hora de integrar los hechos, conceptos, principios y teorías con destrezas y habilidades en el laboratorio como ambiente de aprendizaje experimental.

¿Cómo le fue? Seguro que con la lectura comprensiva del material pedagógico y la observación de los videos, alcanzó buenos resultados. Recuerde que estas estrategias y técnicas las puede utilizar con sus estudiantes en diferentes ambientes de aprendizaje.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Continuemos con el aprendizaje mediante su participación en la actividad que se describe a continuación:

1. Luego de estudiar estos temas importantes y significativos que aportan a nuestro accionar pedagógico, reforcemos nuestro aprendizaje. A partir de la historia de vida de la [docente investigadora Ana Zambrano](#), lo invito a reflexionar y argumentar acerca de la **importancia de las Ciencias Experimentales** en el proceso de enseñanza-aprendizaje. Con la actividad de aprendizaje desarrollada, se constató que el aprendizaje de las ciencias conlleva el desarrollo de habilidades y destrezas para un pensamiento lógico, crítico y razonado mediante el empleo de métodos activos que exigen la participación directa del alumno en la adquisición de conocimientos por medio de herramientas para el análisis y percepción de los fenómenos naturales que lo rodean. La actividad recomendada conlleva una mayor compresión de los temas estudiados, esto nos permite introducirnos a la siguiente temática, teniendo presente que, las técnicas son acciones valiosas para ordenar el proceso de enseñanza-aprendizaje porque permiten direccionar la labor docente.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

2. Ahora, es momento de realizar la autoevaluación de la **unidad 7**.



Autoevaluación 7

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

- 1. Durante la ejecución de una clase, Juan, docente de Química, aplica una técnica activa de aprendizaje que permite un análisis causal y articulado de un problema. Frente a ello, identifique y seleccione correctamente el nombre de la técnica que aplica el docente.**
 - a. Árbol didáctico.
 - b. Palabra clave.
 - c. Espina de pescado.

- 2. La estrategia de aprendizaje cuya representación tiende un puente cognitivo y hace más accesible y familiar el contenido, se conoce como organizador:**
 - a. Conceptual.
 - b. Previo.
 - c. Gráfico.

- 3. La estrategia de aprendizaje denominada *ilustraciones* permite al estudiante:**
 - a. Facilitar la codificación visual de la información.
 - b. Elaborar una visión global y contextual del tema.
 - c. Orientar su atención y aprendizaje.

- 4. Juan, docente de Química, durante el desarrollo de la clase aplica preguntas intercaladas, las mismas que se caracterizan porque:**
 - a. Activan los conocimientos previos y crean una apropiada situación motivacional al inicio.
 - b. Tienden un puente cognitivo entre la información nueva y la previa.

- c. Mantienen la atención y favorecen la práctica, la retención y la obtención de información relevante.
- 5. Una de las etapas del proceso cíclico para implementar una secuencia didáctica amparada en el Aprendizaje Basado en Problemas (ABP), es la identificación de:**
- Las necesidades de aprendizaje.
 - Los efectos de un problema.
 - Las subcausas de un problema.
- 6. Durante la ejecución de una clase, Karla, docente de Química, aplica una técnica activa de aprendizaje que facilita la codificación visual de la información; frente a ello, identifique y seleccione correctamente el nombre de la técnica que aplica la docente.**
- Ilustración.
 - Señalización.
 - Analogía.
- 7. Los organizadores previos, como estrategia de aprendizaje, mejoran los procesos de recuerdo y comprensión.**
- Verdadero.
 - Falso.
- 8. Las estrategias de aprendizaje son los procedimientos que el agente de enseñanza utiliza en forma reflexiva y flexiva para promover el logro de aprendizajes significativos en los estudiantes.**
- Verdadero.
 - Falso.
- 9. En el modelo pedagógico Flipped Classroom y de acuerdo con la Taxonomía de Bloom, revisada las acciones cognitivas: analizar,**



evaluar y crear, que corresponden a las habilidades del pensamiento de orden superior.

- a. Verdadero.
- b. Falso.

10. Las estrategias de aprendizaje facilitan la confrontación (interactividad) del sujeto que aprende con el objeto de conocimiento.

- a. Verdadero.
- b. Falso.

[Ir al solucionario](#)

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas y revisar los recursos educativos propuestos en la unidad de estudio.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 8

Actividades finales del bimestre

Iniciamos esta semana de revisión de contenidos estudiados durante este primer bimestre, es importante reforzar nuestro aprendizaje repasando cada uno de los temas de las unidades 1 a la 7 tanto la información del aula virtual como los contenidos de la guía didáctica y la bibliografía básica; apoyémonos con el desarrollo de las actividades recomendadas, las autoevaluaciones y los apuntes, ya que los mismos que se constituyen en un espacio de retroalimentación.



Ahora sí, con ello usted ha alcanzado los resultados de aprendizaje establecidos en este bimestre, ya que interpreta la base teórica de los sistemas de conocimiento de la química general y su didáctica, e identifica los principales métodos, técnicas y estrategias para el proceso de enseñanza aprendizaje de las ciencias experimentales.

Hemos concluido el primer bimestre, el trabajo permanente y el cumplimiento de los cronogramas establecidos han permitido alcanzar la construcción de los resultados de aprendizaje. Luego de realizar las actividades planificadas, estará en aptitud para realizar su prueba presencial.





Segundo bimestre

Resultado de aprendizaje 1 y 2:

- Interpreta la base teórica de la química general en la resolución de problemas y ejercicios prácticos y reconoce la importancia en la vida cotidiana.
- Aplica estrategias didácticas en la enseñanza de los contenidos disciplinares de la química general.

A través del presente resultado de aprendizaje usted identificará las reacciones químicas que se llevan a cabo en el entorno, así como los diferentes procesos estequiométricos, las soluciones, velocidades de reacción y equilibrio químico, soluciones ácido-base que, mediante la investigación aplicada, la experimentación y resolución de problemas lleven a la producción de conocimientos y aplicación práctica y creativa en el diario vivir.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas

Recuerde revisar de manera paralela los contenidos con las actividades de aprendizaje recomendadas y actividades de aprendizaje evaluadas.



Semana 9

Unidad 8. Reacciones químicas

Estimado estudiante, bienvenido al segundo bimestre. En estas dos semanas de estudio, conocerá una de las temáticas importantes dentro de esta asignatura referente a las reacciones y ecuaciones químicas, para lo cual revisaremos los tipos de reacciones, la información de las ecuaciones químicas y algunos métodos de balanceo. Estos contenidos permitirán alcanzar los resultados de aprendizaje propuestos. Iniciemos:

8.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Se define a la reacción química como un proceso químico en el cual dos sustancias o más, denominadas reactivos, se convierten en otras sustancias designadas como productos. Dicho proceso se representa de forma abreviada y simbólica a través de las ecuaciones químicas.

Revise el simulador interactivo educativo [Reacciones en tu entorno](#) para explorar procesos esenciales en nuestra vida diaria, como la fabricación de telas, la fermentación alcohólica y la liberación de energía en forma de luz. Estos fenómenos, impulsados por reacciones químicas, ocurren tanto en nuestro organismo como en nuestro entorno.

La siguiente infografía muestra, a través del proceso de la fotosíntesis, las partes de una ecuación química: los **reactivos** que son las sustancias que reaccionan entre sí para formar otros productos. Los **coeficientes** son números enteros que se escriben delante de los reactivos y productos, mostrando la cantidad de las sustancias en moles. Los **subíndices** son parte de las fórmulas e indican la cantidad de cada elemento. Adicionalmente, puede haber otra información del estado físico de las sustancias.

[Reacciones químicas y ecuaciones químicas](#)

8.2. Ecuaciones químicas balanceadas

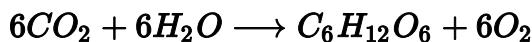
Toda ecuación química debe cumplir la Ley de la Conservación de la Materia, para lo cual se requiere que los átomos que forman los reactivos y los átomos que forman los productos sean iguales. Cuando la ecuación química cumple con estas características, se la denomina ecuación química balanceada.



En toda reacción química, no se crean ni se destruyen átomos; únicamente se reorganizan, rompiendo enlaces y formando otros nuevos para formar sustancias diferentes.

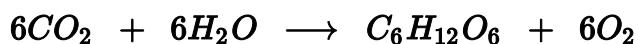
Retomemos el ejemplo de la fotosíntesis para analizar la información adicional que proporcionan las ecuaciones químicas.

La fotosíntesis se representa por medio de la siguiente ecuación:



A nivel atómico, esta ecuación establece que 6 moles de dióxido de carbono reaccionan con 6 moles de agua para formar 1 mol de glucosa y 6 moles de oxígeno molecular.

Al determinar la masa de los reactivos y la masa de los productos, esta va a ser igual a:



$$6(44g) + 6(18g) \longrightarrow 180g + 6(32g)$$

$$264g + 108g \longrightarrow 180g + 192g$$

$$372g \longrightarrow 372g$$

El resultado establece el cumplimiento de la Ley de la Conservación de la materia, es decir, que durante una reacción química la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Luego de haber analizado gran parte de datos concernientes a las ecuaciones químicas, usted cuenta con los referentes teóricos para complementar su estudio abordando el tema sobre la escritura y balanceo de ecuaciones químicas.

8.3. Escritura y balanceo de ecuaciones químicas

Cuando se habla del término *balancear ecuaciones químicas*, se hace referencia a igualar el número de átomos o moléculas de los reactivos con el número de átomos o moléculas de los productos, de tal manera que se cumpla la Ley de la Conservación de la Masa.

Para lograr este objetivo, existen algunos métodos de balanceo como el método del tanteo, el método algebraico, el método redox, entre otros; todos estos modifican a los coeficientes de las ecuaciones químicas para alcanzar las igualdades y su uso depende de la complejidad de las ecuaciones químicas.



Al cambiar los coeficientes, se modifican las cantidades de las sustancias, pero al cambiar los subíndices, se originan sustancias diferentes.

8.3.1. Método de balanceo por tanteo

A continuación, se describen los pasos para el balanceo de ecuaciones químicas sencillas a través del método **por tanteo**:

1. Escriba la ecuación separando los reactivos de los productos por medio de flechas:



2. Diseñe una tabla, en la cual consten los elementos químicos que intervienen como reactivos y como productos. Para ubicar a los elementos en la tabla, se inicia con los elementos metales, luego los elementos no metales, el hidrógeno y finalmente el oxígeno.

Paso 2

Reactivos	Elementos	Productos
	N	
	H	
	O	

3. Cuente los átomos de los elementos de los reactivos, para lo cual considere los subíndices que indica la fórmula química. Por ejemplo, en el caso del

oxígeno, está presente 1 átomo en el agua (H_2O) y 5 átomos en el pentaóxido de dinitrógeno (N_2O_5):

Paso 3

Reactivos	Elementos	Productos
2	N	
2	H	
6	O	

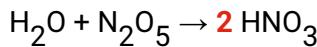
4. Cuente los átomos de los elementos de los productos:

Paso 4

Reactivos	Elementos	Productos
2	N	1
2	H	1
6	O	3

5. Modifique los coeficientes de tal manera que el número de átomos de cada elemento sea igual en los reactivos y productos de la ecuación, ya que, a simple vista, la ecuación química no está balanceada, por lo que es necesario modificar.

- a. En el caso del nitrógeno, en los reactivos existen 2 átomos y en el producto solo 1. Ante esto, conviene colocar el DOS (2) como coeficiente del ácido nítrico.

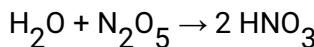


Ácido nítrico - Nitrógeno

Reactivos	Elementos	Productos
2	N	2

- b. Con respecto al hidrógeno, al contar el número de átomos, ya existe igualdad entre reactivos y productos. Esto se debe a la modificación

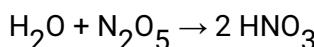
del coeficiente del ácido nítrico, que automáticamente afecta al H y al O.



Ácido nítrico - Hidrógeno

Reactivos	Elementos	Productos
2	H	2

c. Finalmente, al contar el oxígeno, este ya se encuentra balanceado:



Ácido nítrico - Oxígeno

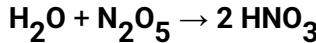
Reactivos	Elementos	Productos
6	O	6

6. Revise que a cada lado de la ecuación exista el mismo número de átomos.

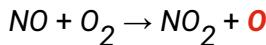
Paso 6

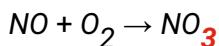
Reactivos	Elementos	Productos
2	N	2
2	H	2
6	O	6

7. De esta forma tiene una ecuación química balanceada.



En el balance de ecuaciones químicas, nunca se deben agregar átomos que no intervengan en la reacción, ni tampoco cambiar las fórmulas para ajustar la ecuación.





Actividad de aprendizaje recomendada



Para fortalecer el desarrollo de los resultados de aprendizaje, lo invito a realizar la siguiente actividad propuesta por Burns (2011).

Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

1. $Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + Na_2SO_4$
2. $LiOH + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$

Luego de la actividad desarrollada, y con el análisis del ejemplo propuesto, se puede concluir que el método por tanteo o inspección es el más sencillo y práctico, se lo utiliza para ecuaciones cortas y depende de su agilidad numérica.

Nota. Por favor, complete la actividad en un cuaderno o documento Word.

Seguro le fue muy bien con esta actividad. Es significativo avanzar con el estudio de los principales métodos que permiten llevar a cabo el balanceo de las ecuaciones redox. Teniendo presente que las reacciones de óxido reducción se efectúan, cuando se quema la gasolina al accionar el motor de un automóvil, en la incineración de residuos sólidos, farmacéuticos y hospitalarios.



Semana 10

Unidad 8. Reacciones químicas

Estimado estudiante, avanzando en el estudio de las reacciones químicas, y luego de recordar la manera como determinar los números de oxidación de los compuestos, es momento de conocer el procedimiento redox, el cual es útil para balancear las ecuaciones de oxidación – reducción. Iniciemos.

8.3. Escritura y balanceo de ecuaciones químicas

8.3.2. Método de balanceo por óxido reducción, oxidación y reducción

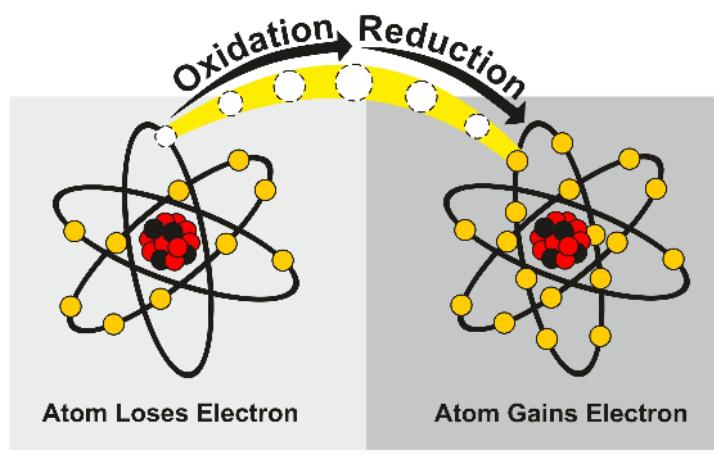
Las reacciones de óxido – reducción, conocidas también como redox, se caracterizan porque algunos de sus átomos se oxidan y otros se reducen. Al respecto, Bayas (2019) señala que “un átomo se oxida cuando pierde electrones y estos son ganados por otro átomo que se reduce”. Es decir, siempre que se lleva a cabo una oxidación, también ocurre una reducción, y viceversa.

Existen algunas formas para conocer cuándo ocurren procesos de oxidación y reducción, en la figura 25, de manera sintética, se establece una de las reglas más conocidas para dicho proceso, en la que se evidencia que existe oxidación cuando el número de oxidación aumenta, y reducción cuando el número de oxidación disminuye.



Figura 25

Reacciones de óxido - reducción



Oxidation is the loss of electrons or an increase in oxidation state by an atom, molecule, or ion.

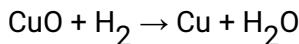
Reduction is the gain of electrons or a decrease in oxidation state by an atom, molecule, or ion.

Nota. Tomado de *Proceso de oxidación y reducción* [Ilustración], por udaix, 2017, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Para una mayor comprensión de lo explicado, analice el siguiente ejemplo:

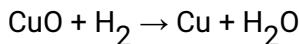
En la ecuación química siguiente establezca los elementos que se oxidan, los elementos que se reducen, así como el agente oxidante y el agente reductor.

Considere que el **agente oxidante** es el reactivo que acepta electrones y contiene el elemento que se reduce, y el **agente reductor** es el reactivo que dona electrones y contiene el elemento que se oxida.



Lo primero es determinar los números de oxidación de cada elemento (apartado 5.12 de esta guía):

+2 -2 0 0 +1 -2



Luego se analiza qué ocurre con cada elemento. En el caso del cobre, el número de oxidación se reduce de +2 a 0, y el hidrógeno, se incrementa de 0 a +1. Esto nos permite concluir que el cobre del CuO se **reduce** a Cu metálico; y el hidrógeno del H₂ se **oxida** para formar H₂O.

En cuanto al agente oxidante y agente reductor, el CuO oxida al hidrógeno, por lo que el CuO es el **agente oxidante**; el hidrógeno gaseoso reduce al CuO, por lo que el H₂ es el **agente reductor**.

Procedimiento para balancear ecuaciones Redox

1. Plantee correctamente las fórmulas de los reactivos y productos:



2. Determine los números de oxidación de cada reactivo y producto:



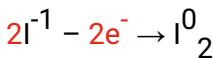
3. Determine los elementos cuyos números de oxidación han cambiado, así como los elementos que se oxidan y los elementos que se reducen:



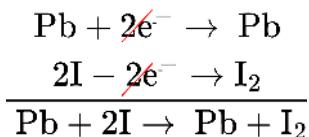
En este caso, el plomo se reduce ganando 2 electrones y el yodo se oxida perdiendo 1 electrón.

4. Establezca las semirreacciones de oxidación y reducción (reacciones que contienen únicamente a los elementos que cambiaron su estado de oxidación) y balancee la masa con el número de átomos y la carga con el número de electrones que los elementos han ganado o perdido.

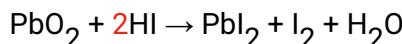




5. Multiplique las medias reacciones por el conjunto más simple de números enteros que iguale los electrones ganados a los electrones perdidos y luego sume las medias reacciones. En el ejemplo que estamos analizando, no hay necesidad de realizar la multiplicación, pues la cantidad de electrones es la misma:



6. Coloque los coeficientes obtenidos de las semirreacciones en la ecuación original. En algunos casos la ecuación queda balanceada, pero en otros, como este, es necesario terminar el balanceo por tanteo. (Al realizar el balanceo, es posible que tenga que cambiar los coeficientes originales a conveniencia).



Paso 6

Reactivos	Elementos	Productos
2	Pb	1
2	I	4
2	H	2
2	O	1

El yodo y el oxígeno no están balanceados, por lo que es necesario cambiar los coeficientes hasta lograr la igualdad.

7. Finalmente, verifique si el balanceo está correctamente desarrollado:



Paso 7

Reactivos	Elementos	Productos
2	Pb	1
4	I	4
4	H	4
2	O	2

¿Cómo le pareció el desarrollo de este ejercicio? El punto clave en el balance de este tipo de ecuaciones es la determinación correcta del número de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción, ya que a partir de estos se determinan las semirreacciones.

Para reforzar lo antes mencionado, revise el video [Reacción redox. Problema de balanceo químico](#). A través de este video explicativo, se observa el procedimiento para trabajar con las ecuaciones redox.

A diferencia de la explicación dada en esta guía, en el video se destaca otro proceso para balancear la masa y la carga de las ecuaciones químicas, obteniendo los mismos resultados.

Otro método utilizado para igualar ecuaciones de oxidación – reducción es el método ion electrón. Se usa para ecuaciones redox en soluciones acuosas. El cual puede analizarlo a través de la observación de los siguientes videos: [Método del ion electrón en medio ácido](#) y [Método del ion electrón en medio básico](#).

De acuerdo con los videos, se establece que, el método de ion-electrón es usado para reacciones redox en soluciones acuosas, ya que reconoce no solo al elemento que sufre un cambio sino también a la molécula o ion completo.



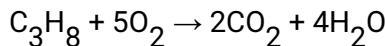
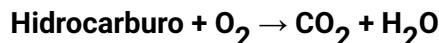
Muy interesante la información del balance de ecuaciones. Ahora debemos potenciarlos desarrollando las actividades propuestas al finalizar la semana; estas les orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje establecido. ¡Éxitos en su labor! Ahora que contamos con los insumos necesarios, continuemos con la revisión de la clasificación de las reacciones.

8.4. Clasificación de las reacciones

Las reacciones químicas pueden clasificarse de manera sencilla en cinco grandes grupos: combustión, síntesis, descomposición, sustitución simple y sustitución doble.

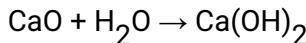
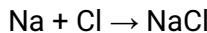
8.4.1. Reacciones de combustión

Ocurre cuando un hidrocarburo orgánico (compuesto que contiene carbono e hidrógeno) se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua, liberando grandes cantidades de energía.



8.4.2. Reacciones de combinación o síntesis

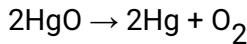
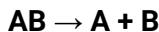
Se producen con la combinación de dos o más sustancias para formar un solo compuesto.



A y B pueden ser elementos o compuestos y AB el producto.

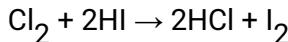
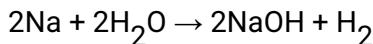
8.4.3. Reacciones de descomposición

En este tipo de reacciones se forman dos o más sustancias a partir de un solo compuesto.



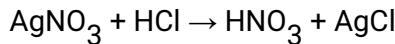
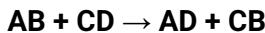
8.4.4. Reacciones de sustitución simple o desplazamiento

Ocurre cuando un elemento químico más reactivo desplaza a otro elemento menos reactivo que se encuentra formando parte de un compuesto; el elemento que ha sido desplazado queda en forma libre.



8.4.5. Reacciones de doble sustitución o metátesis

Es una reacción semejante a la de sustitución, donde se dice que dos compuestos (AB y CD) se intercambian entre ellos para formar compuestos diferentes, AD y CB . Generalmente, ocurren en solución, es decir, que al menos uno de los reactantes debe estar en solución acuosa.



Puede hacer uso de los organizadores gráficos para establecer con claridad los reactivos y productos que se obtienen en cada tipo de reacción química. Emplear esta técnica en el proceso de aprendizaje facilita la comprensión del tema, así como, determinar con claridad los reactivos y productos que intervienen en las reacciones.

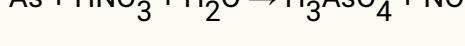
Ahora, continúe con la revisión del video “[Tipo de reacciones químicas](#)”, en el cual, de forma resumida se destacan las características principales de las reacciones químicas que en todo proceso termodinámico dos o más sustancias, se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. El análisis de la información que se encuentra en el video profundiza el proceso de aprendizaje, además de que lo introduce en la temática de la siguiente unidad.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es hora de reforzar los conocimientos adquiridos resolviendo las siguientes actividades:

1. Vamos a concluir el tema de balanceo de ecuaciones químicas, realizando las actividades propuestas, mismas que conllevan el logro del aprendizaje:
 - a. Balancee la siguiente ecuación por el método redox.



- b. Retroalimente a través de la experimentación todo el trabajo que ha realizado hasta el momento, para ello ingrese a [Balanceo de ecuaciones](#) y desarrolle los ejercicios propuestos.

Bien, ha concluido su tarea. Felicito la constancia de su trabajo. El uso de los simuladores y de los test es importante a la hora de lograr aprendizajes significativos, pues en este caso de forma práctica nos permite entender cómo se logra balancear las ecuaciones químicas,

así como lo que ocurre cuando el número de moléculas de los reactivos varía. Recuerde que estas herramientas son significativas a la hora de aprender química.

2. Vale la pena detenerse para hacer una síntesis de lo trabajado hasta el momento. Para ello, se plantean las siguientes actividades:

- a. Ingrese al simulador interactivo educativo sobre las [reacciones químicas](#) y navegue por cada una de las opciones que le brinda esta plataforma interactiva.
- b. Realice un mapa conceptual con las ideas más importantes de la plataforma interactiva. Utilice la aplicación [Mindmap](#).

La herramienta digital en línea Mindmap permite aplicar la técnica del mapa conceptual a fin de consolidar aspectos relevantes de las reacciones químicas con actividades de la vida cotidiana, lo que conlleva destacar que acciones tan comunes como encender un auto o respirar, obedecen a lo que se conocen como reacciones químicas las cuales están representadas simbólicamente en las ecuaciones y que deben estar en concordancia con la Ley de la Conservación de la Materia.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

3. Con todos los conocimientos adquiridos es momento de poner en práctica, para ello lo invito a desarrollar la autoevaluación propuesta para esta unidad de estudio.





Autoevaluación 8

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. A las sustancias que se combinan en una reacción química se las llama _____ y a las sustancias formadas en la reacción química se les denomina _____:

- a. Reactivos – productos.
- b. Productos – mezclas.
- c. Reactivos – mezclas.
- d. Elementos – moléculas.

2. En una reacción química, generalmente ocurre que:

- a. Los átomos de los reactivos se mantienen unidos.
- b. Los átomos de los reactivos se reorganizan y se agrupan de otra manera para dar lugar a los productos.
- c. Los átomos de productos se reorganizan y se agrupan de otra manera para dar lugar a los reactivos.
- d. Los átomos de los reactivos se mantienen igual a los átomos de los productos.

3. Identifique el cambio de reducción que se produce en un átomo de nitrógeno:

- a. N^0 cambia a N^{2-}
- b. N^{3+} cambia a N^{5+}
- c. N^0 cambia a N^1
- d. N^0 cambia a N^{3+}

4. La función principal de un catalizador es favorecer que:

- a. Los productos tengan mayor pureza.
- b. Los productos se obtengan más rápidos.

- c. Aumente la cantidad de reactivos sin reaccionar.
d. Aumente la temperatura de los reactivos.
5. Una reacción de combustión como $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ es un ejemplo de ecuación redox, ya que se oxidan los átomos de _____ y se reducen los átomos de _____
- a. Carbono – hidrógeno.
b. Oxígeno – carbono.
c. Carbono – oxígeno.
d. Hidrógeno – oxígeno.
6. En la siguiente ecuación química $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ identifique a qué tipo de reacción corresponde.
- a. Doble sustitución.
b. Redox.
c. Doble descomposición.
d. Sustitución simple.
7. Ajuste la siguiente ecuación y seleccione la alternativa correcta:
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- a. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
b. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
c. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
8. Los indicadores más importantes de una reacción son:
- a. Precipitación, choque de reactivos, liberación de gases y cambio de olor.
b. Precipitación, liberación de gases, variación de la temperatura y cambio de color.



c. Precipitación, cambio de color, cambio de olor y aumento de la temperatura.

9. Balancee la siguiente ecuación y seleccione la alternativa correcta: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$

- a. $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
- b. $3\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
- c. $\text{Fe}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_6$
- d. $6\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$

10. Ajuste la siguiente ecuación y seleccione la alternativa correcta: $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

- a. $8\text{Cl}_2 + 10\text{KOH} \rightarrow 8\text{KCl} + 2\text{KClO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$
- b. $12\text{Cl}_2 + 12\text{KOH} \rightarrow 6\text{KCl} + 6\text{KClO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
- c. $12\text{Cl}_2 + 24\text{KOH} \rightarrow 20\text{KCl} + 4\text{KClO}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$
- d. $8\text{Cl}_2 + 24\text{KOH} \rightarrow 10\text{KCl} + 6\text{KClO}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$

[Ir al solucionario](#)

¡Muy buen trabajo! Antes de dedicar unos minutos de descanso como recompensa de la tarea cumplida para retomar el estudio con mucha energía y empeño. Si hubiera discrepancias o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.





Semana 11

Unidad 9. Estequiométria

En la presente unidad se analizan contenidos referentes a la Estequiometría, tales como las razones molares a partir de ecuaciones químicas, cálculos de mol a mol, cálculos de moles a masas y determinación del reactivo limitante. Los temas planteados se dirigen al cumplimiento de los resultados de aprendizaje propuestos en la asignatura. Le invito a observar el siguiente video sobre [¿Qué es la estequiometría?](#)



Cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo, debe hacerse con base en una ecuación química balanceada, para asegurar que el resultado sea correcto.

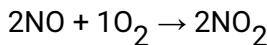
El estudio realizado hasta el momento, le permite contar con el fundamento requerido para avanzar con el siguiente tema concerniente a las razones molares a partir de ecuaciones químicas.

9.1. Razones molares a partir de ecuaciones químicas

Para realizar los cálculos estequiométricos intervienen algunos factores. Uno de ellos son las razones molares definidas como el cociente entre las concentraciones molares, y se obtienen de los coeficientes de la ecuación química balanceada. De forma análoga, las razones molares son los factores de conversión utilizados para la conversión de unidades.

Para una mayor comprensión, analice el siguiente ejemplo:

Escriba las razones molares de todos los pares de las sustancias químicas que intervienen en la siguiente ecuación.



El primer punto a considerar es que la ecuación esté balanceada. Posterior a eso, recuerde que los coeficientes en una ecuación indican la cantidad de reactivos y la cantidad de productos obtenidos luego de la reacción. En otras palabras, 2 moles de monóxido de nitrógeno reaccionan con 1 mol de oxígeno molecular para formar 2 moles de dióxido de nitrógeno.

Al relacionar reactivos con productos, las razones molares son las siguientes:

$$\frac{2 \text{ mol } NO}{1 \text{ mol } O_2} \text{ o } \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } NO}$$

$$\frac{2 \text{ mol } NO}{2 \text{ mol } NO_2} \text{ o } \frac{2 \text{ mol } NO_2}{2 \text{ mol } NO}$$

$$\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } NO_2} \text{ o } \frac{2 \text{ mol } NO_2}{1 \text{ mol } O_2}$$

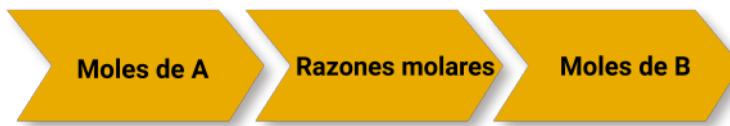
Las razones molares permiten simplificar las diferentes unidades, por lo que su uso depende de la necesidad y la conveniencia que se presente en cada cálculo estequiométrico. Son importantes porque expresan el cociente del número de moles de dos especies químicas reaccionantes. Ahora que conoce cómo determinar las razones molares, avancemos con el estudio de la estequiometría. A continuación, revisemos el proceso para cálculos de mol a mol.

9.2. Cálculos de mol a mol

Este tema hace referencia a los cálculos en donde la sustancia de partida (sustancia A) está expresada en moles y la sustancia deseada (sustancia B) es requerida también en moles. En la figura 26 se muestra el proceso en donde se usan las razones molares de la ecuación balanceada para obtener las unidades de la sustancia B en moles.

Figura 26

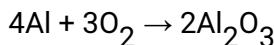
Cálculos de mol a mol



Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 315), por Burns, R., 2011, México: Pearson.

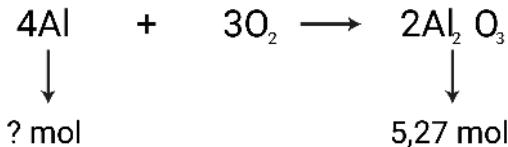
Analicemos el siguiente ejemplo, para lograr una comprensión significativa de lo dicho anteriormente:

Para la siguiente ecuación, calcule el número de moles de aluminio (Al) que son necesarios para producir 5,27 moles de Al_2O_3 .

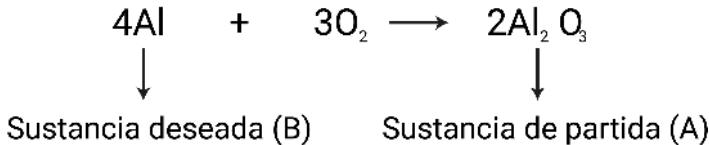


Descripción de pasos:

1. Revise si la ecuación está balanceada. En este caso, ya está igualada.
2. Represente en la ecuación balanceada los datos del ejemplo.



3. Identifique la sustancia deseada y la sustancia de partida.



4. Establezca la razón molar conveniente; en este caso, aquella razón que relacione los moles de Al con los moles de Al_2O_3 :

Razón molar:

$$\frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \text{ o } \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}$$

5. Aplique la fórmula propuesta en el texto base, utilizando la razón molar que permita eliminar los moles de la sustancia A:

$$5,27 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 10,54 \text{ mol Al}$$

6. Interprete los resultados obtenidos. En relación con el ejemplo propuesto, se puede decir que para obtener 5,27 mol Al₂O₃ se necesitan 10,54 mol de Al.



Es necesario que ponga en práctica el procedimiento para los cálculos de mol a mol; para ello lo invito a desarrollar el ejercicio propuesto por Burns (2011): ¿cuántos moles de CO₂ se producen al quemar 1,20 mol de alcohol etílico C₂H₅OH? No olvide plantear la ecuación descrita y balancearla.

Con los ejercicios desarrollados, usted pudo confirmar que, para los cálculos estequiométricos, es importante trabajar con ecuaciones químicas balanceadas y con las razones molares correctas.

Avancemos con el siguiente tema, donde se incluye, además de los moles, las masas de los reactivos y productos. ¡Adelante!

9.3. Cálculos con moles y masas

De la misma manera que se realizan cálculos para conocer el número de moles de cada sustancia que reaccionan o se producen en una reacción química, también es posible realizar cálculos en masa, para lo cual es preciso relacionar, además de las razones molares, la masa molecular de las sustancias involucradas. La figura 27 señala el proceso a seguir para obtener los gramos de la sustancia B a partir de las moles de la sustancia A. Es importante tomar en cuenta cómo las razones molares y la masa molar de la sustancia B son necesarias para esta transformación.

Figura 27

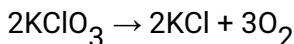
Cálculos de moles a masas



Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 316), por Burns, R., 2011, México: Pearson.

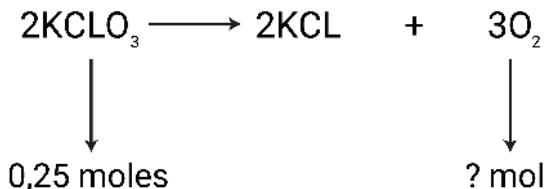
Observe y analice comprensivamente el siguiente ejemplo, sobre el cálculo de moles y masa.

¿Cuántos gramos de oxígeno se producen a partir de 0,25 moles de KClO_3 , de acuerdo con la ecuación siguiente?

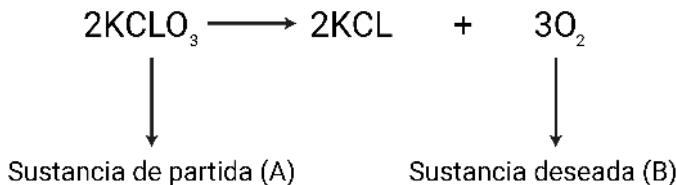


Descripción de pasos:

1. Revise si la ecuación está correctamente balanceada.
2. Represente en la ecuación balanceada los datos del ejemplo.



3. Identifique la sustancia deseada y la sustancia de partida.



4. Establezca la razón molar conveniente que relacione los moles de KClO_3 con los moles de O_2 :

Razón molar:

$$\frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} \text{ o } \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3}$$

5. Determine la masa molar de la sustancia deseada (sustancia B).

Masa molar del oxígeno (O) = 16 g/mol

Masa molar del oxígeno molecular (O_2)= 32 g/mol

6. Determine los gramos de la sustancia B. Para ello, puede hacer uso de los pasos que constan en la figura 27.

$$0,25 \text{ mol } KClO_3 \times \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 12 \text{ g } O_2$$

7. Interprete la respuesta. En relación con el ejemplo, se producen 12 gramos de oxígeno molecular a partir de 0,25 mol de clorato de potasio.

Ahora bien, usted conoce el procedimiento para calcular la cantidad en masa de productos o reactivos a partir de los moles de la sustancia de partida. Pero, ¿qué ocurre si la sustancia A está en gramos? Analice la siguiente figura y el ejemplo propuesto, donde paso a paso se explica el procedimiento.

Figura 28

Cálculos de masa a masa

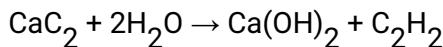


Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 317), por Burns, R., 2011, México: Pearson.

Tal como se observa en la figura, para convertir los gramos de A a gramos de B es necesario primero pasar por las moles de A, para lo cual se requiere hacer uso de la masa molar de A. Y para convertir moles de A a moles de B se utiliza la razón molar entre A y B. Finalmente, el mismo proceso del inicio se usa para convertir las moles de B a gramos de B.

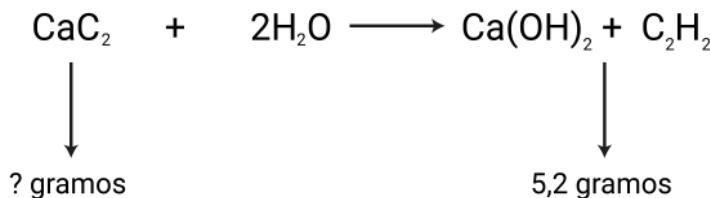
En el siguiente ejemplo se describen los pasos a seguir cuando la sustancia de partida y la sustancia deseada es requerida en gramos:

Calcule el número de gramos de carburo de calcio necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno, de acuerdo con la ecuación siguiente:

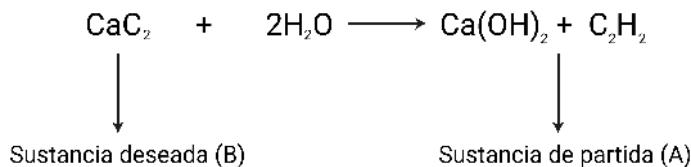


Descripción de pasos:

1. Revise si la ecuación está correctamente balanceada.
2. Represente en la ecuación balanceada los datos del ejemplo.



3. Identifique la sustancia deseada y la sustancia de partida.



4. Establezca la razón molar conveniente que relacione la sustancia deseada y la sustancia de partida.

Razón molar:

$$\frac{1 \text{ mol CaC}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \text{ o } \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol CaC}_2}$$

5. Determine la masa molar de la sustancia de partida y de la sustancia deseada.



Masa molar de la sustancia de partida:

Masa molar de C_2 = 24 g/mol

Masa molar de H_2 = 2 g/mol

Masa molar de C_2H_2 = 26 g/mol



Masa molar de la sustancia deseada:

Masa molar de Ca = 40 g/mol

Masa molar de C_2 = 24 g/mol

Masa molar de CaC_2 = 64 g/mol



6. Determinar los gramos de la sustancia B, para ello puede seguir la secuencia de la figura 28.



$$5,2 \text{ g } C_2H_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26 \text{ g } C_2H_2} \times \frac{1 \text{ mol } CaC_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \times \frac{64 \text{ g } CaC_2}{1 \text{ mol } CaC_2} = 12,8 \text{ g } CaC_2$$

7. Interpretar el resultado obtenido: se producen 12,8 gramos de carburo de calcio a partir de 5,2 gramos de acetileno.



Es momento de ejercitarnos en los cálculos estequiométricos, para lo cual desarrolle el siguiente ejercicio propuesto por Burns (2011): ¿cuántos gramos de CO_2 se pueden producir al quemar 10,0 gramos de alcohol etílico? Recuerde plantear la ecuación de combustión con sus reactivos y productos, además es necesario balancearla.

El estudio de los cálculos estequiométricos, le ha permitido contar con el fundamento teórico requerido para avanzar con el siguiente tema concerniente al cálculo de reactivo limitante; de este modo, podrá establecer la relación existente entre ellos.

9.4. Cálculo de reactivo limitante

Cuando se produce una reacción química, interactúan diferentes reactivos. Si una de las sustancias que actúa se termina a consecuencia del consumo durante el proceso, la reacción se detendrá. Al reactivo consumido se lo conoce como reactivo limitante, debido a que limita la posibilidad de que la reacción se siga dando, y, por lo tanto, limita la cantidad del producto generado por la reacción.



La reacción es gobernada por el reactivo limitante.

El video [Estequiometría: reactivo limitante y en exceso](#) muestra con una analogía del café la importancia del reactivo limitante en una reacción química. Revísalo con detenimiento, pues la autora de este video señala que la reacción depende de la cantidad de reactivo limitante, es decir, el reactivo que se consume primero. El reactivo presente en mayor cantidad que la necesaria se lo conoce como reactivo en exceso.

Una vez que conoce la definición de reactivo limitante, es momento de aplicarla a través del desarrollo del siguiente ejemplo. Preste atención y analice cada uno de los pasos.

En la siguiente reacción: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$, si están presentes 100 gramos de cada uno de los reactivos, determine cuál es el reactivo limitante y la cantidad de producto que puede formar y el reactivo en exceso.

Descripción de pasos:

1. Revise si la ecuación está correctamente balanceada.
2. Calcule cuántos gramos de producto se forman a partir de cada reactivo.

Con el Al:

$$100 \text{ g } Al \times \frac{1 \text{ mol } Al}{27 \text{ g } Al} \times \frac{2 \text{ mol } Al_2O_3}{4 \text{ mol } Al} \times \frac{102 \text{ g } Al_2O_3}{1 \text{ mol } Al_2O_3} = 188,89 \text{ g } Al_2O_3$$

Con el O₂:

$$100 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \times \frac{2 \text{ mol } Al_2O_3}{3 \text{ mol } O_2} \times \frac{102 \text{ g } Al_2O_3}{1 \text{ mol } Al_2O_3} = 212,50 \text{ g } Al_2O_3$$

3. Identifique el reactivo limitante y el reactivo en exceso.

El *reactivo limitante* es el aluminio, puesto que es el que se consume primero y, por lo tanto, produce menos cantidad de producto.

El *reactivo en exceso* es el oxígeno molecular, debido a que no se agotó por completo durante la reacción.

4. Identifique la cantidad de producto que se forma.

La cantidad de óxido de aluminio que se forma a partir del reactivo limitante es 188,89 gramos.

Con estos referentes sobre el reactivo limitante, usted posee los insumos necesarios para desarrollar la actividad de aprendizaje recomendada, que se encuentra al final de la semana. ¡Adelante!

Ahora analicemos el siguiente tema referente al rendimiento porcentual, el cual se relaciona con la cantidad de producto que se obtiene cuando reacciona todo el reactivo limitante.

9.5. Rendimiento porcentual

Antes de conocer la definición del rendimiento porcentual es preciso considerar que la cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el **rendimiento teórico**, el cual se define como la cantidad de producto que, *según los cálculos*, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante.

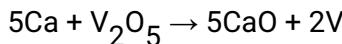
Por otra parte, a la cantidad de producto que *realmente* se obtiene en una reacción se la denomina **rendimiento real** y el cual siempre es menor que el rendimiento teórico por diversas razones tales como reacciones reversibles, productos reaccionando entre sí, etc.

Una vez que se conoce el rendimiento teórico y el rendimiento real, se puede determinar la eficiencia de la reacción, conocida también como **rendimiento porcentual**, y expresada de la siguiente manera:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

En el ejemplo que se muestra a continuación se detalla el cálculo del rendimiento de un proceso industrial.

El vanadio metálico, utilizado en las aleaciones de acero, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio con calcio a temperaturas elevadas. La ecuación se muestra a continuación:



En el proceso reaccionan 1540 g de V_2O_5 con 1960 g de Ca. Calcule el rendimiento teórico de V y el porcentaje de rendimiento si en el laboratorio se obtienen 803 g de V.

Descripción de pasos:

1. Calcule la cantidad (en gramos) de producto que se forman a partir de cada reactivo.

Con el Ca:

$$1960 \text{ g Ca} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \times \frac{2 \text{ mol V}}{5 \text{ mol Ca}} \times \frac{51 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} = 999,6 \text{ g V}$$

Con el V_2O_5 :

$$1540 \text{ g } \text{V}_2\text{O}_5 \times \frac{1 \text{ mol } \text{V}_2\text{O}_5}{182 \text{ g } \text{V}_2\text{O}_5} \times \frac{2 \text{ mol V}}{1 \text{ mol } \text{V}_2\text{O}_5} \times \frac{51 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} = 863,1 \text{ g V}$$

2. Identifique al reactivo limitante y la cantidad de producto que forma.

El reactivo limitante es el óxido de vanadio y teóricamente, durante la reacción, produce 863,1 gramos de vanadio.

3. Calcule el rendimiento porcentual, para ello considere como rendimiento real a la cantidad de producto obtenida en el laboratorio.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{803 \text{ g}}{863,1 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = 93,04\%$$

4. Interprete el resultado obtenido. En este caso, el rendimiento porcentual del vanadio es del 93,04%.

Muy interesantes los referentes teóricos y los ejercicios concernientes al rendimiento porcentual. Ahora, es momento de poner en práctica los aprendizajes adquiridos, pues orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje propuesto. ¡Ánimo!



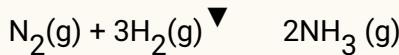
Actividades de aprendizaje recomendadas

Es hora de reforzar los conocimientos adquiridos resolviendo las siguientes actividades:

1. En este punto, es preciso desarrollar las siguientes actividades:

a. Resuelva el ejercicio propuesto por Burns (2011):

Si se colocan 55,0 g de nitrógeno gaseoso en un recipiente de reacción junto con 55,0 g de hidrógeno gaseoso, determine cuál sustancia es el reactivo limitante y cuántos gramos de amoniaco gaseoso puede producir esta reacción.



- b. Ingrese al simulador interactivo “[Reactants, products and leftovers](#)”, en donde de manera lúdica evaluará su nivel de aprendizaje respecto a la formación de productos a partir de reactivos limitantes.



A través del desarrollo de los ejercicios, tanto en su cuaderno de apuntes como en el simulador, usted logró aprendizajes significativos respecto al reactivo límite, el cual se utiliza con el fin de controlar el tiempo de una reacción química. Es por eso la importancia de determinarlo correctamente.

2. El repaso es una excelente estrategia para fortalecer su aprendizaje. Lo invito a realizar las actividades propuestas:

- a. Desarrolle el ejercicio propuesto por Ferrel y Maldonado (2024):

La reacción de 15,0 g de $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, 22,4 g de NaBr y 32,7 g de H_2SO_4 proporcionan 17.1 g de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}$, según la reacción:



Determine:

- Rendimiento teórico.
- Rendimiento real.
- Rendimiento porcentual.

- b. Ingrese y realice la actividad interactiva educativa “[Estequiometría](#)”. Al finalizar, evalúe su aprendizaje con las preguntas propuestas en el cuestionario interactivo.

Confío en que alcanzó el mejor resultado. El desarrollo de los ejercicios propuestos en estas actividades le permite realizar un repaso general de lo estudiado en estequiométría, la misma que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados (en una reacción química).

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

3. Para concluir, pongamos a prueba sus conocimientos, desarrollando la autoevaluación.



Autoevaluación 9

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. Conteste verdadero (V) o falso (F) a lo siguiente:

- () La estequiométria es la parte de la química que determina las relaciones cuantitativas entre componentes de las reacciones químicas.
- () En una reacción química, el reactivo límite es el que se encuentra en menor proporción.
- () Las razones molares en una ecuación química se determinan con base en la fórmula química de reactivos y productos.

2. Para efectuar la conversión de moles de A a moles de B, el número de moles de la sustancia dada se multiplica por:

- a. La razón molar entre B y A.
- b. La masa molar de la sustancia B.
- c. La razón molar entre A y B.
- d. La masa molar de la sustancia A.



3. Si se conoce la masa de A, la secuencia de conversión para determinar la masa de B es:

- a. Gramos de A – masa molar de A – masa molar de B – gramos de B.
- b. Gramos de A – masa molar de A – razón molar entre B y A – masa molar de B – gramos de B.
- c. Gramos de A – masa molar de A – razón molar entre A y B – masa molar de B – gramos de B.
- d. Gramos de A – razón molar entre B y A – gramos de B.

4. Relacione las columnas:

Relación de conceptos

Columna A	Columna B
() Reactivo que se consume en su totalidad en una reacción.	a. Rendimiento teórico
() Cantidad de producto que se obtiene efectivamente de una reacción específica.	b. Rendimiento real
() Cantidad máxima de una sustancia que puede ser producida por la reacción completa de todo el reactivo limitante.	c. Rendimiento porcentual
() La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico.	d. Reactivo limitante

5. El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$. Si 10.0 g de sodio reaccionan con 8.75 g de agua: ¿Cuál es el reactivo limitante?

- a. NaOH
- b. H₂O
- c. H₂
- d. Na



6. Al hacer reaccionar Zn con cloruro de hidrógeno se obtiene $ZnCl_2$ y se desprende H_2 . Calcular los gramos de cloruro de zinc que se obtienen a partir de 200 gramos de zinc. (m.a.: Zn = 65; Cl = 35,5; H = 1)



- a. 33,7 g
- b. 418,46 g
- c. 837,76 g
- d. 200,0 g



Al hacer reaccionar el hidrógeno y el cloro se produce el ácido clorhídrico de acuerdo a la siguiente ecuación: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$



7. Cuantas moles de cada reactivo existen en 700 gramos de cloro y 25 gramos de hidrógeno.



- a. 19,7 moles de cloro y 12,5 moles de hidrógeno.
- b. 19,7 moles de cloro y 25 moles de hidrógeno.
- c. 9,87 moles de cloro y 12,5 moles de hidrógeno.



8. El reactivo límite en la reacción propuesta es:

- a. Hidrógeno.
- b. Cloro.
- c. Los dos se consumen igual.



9. Calcule la cantidad de ácido clorhídrico en gramos:

- a. 719,52 gramos.
- b. 19,74 gramos.
- c. 359,76 gramos.

10. Calcule la cantidad de reactivo en exceso sin reaccionar:

- a. 5,26 gramos de hidrógeno.
- b. 2,5 moles de hidrógeno.
- c. 2,63 gramos de hidrógeno.

[Ir al solucionario](#)



¡Qué bien! Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación sobre los diferentes cálculos de las sustancias que participan en una reacción química. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 12

Unidad 10. Soluciones

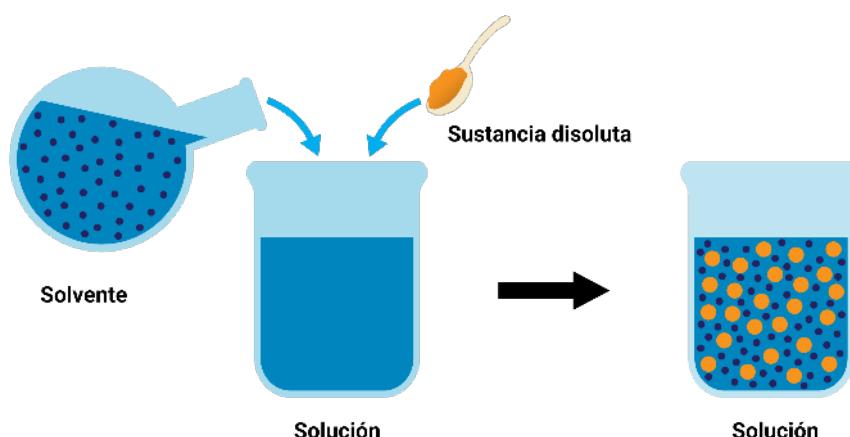
Bienvenidos a la revisión de una nueva unidad de estudio donde conocerán la definición de solución, términos y efectos que se relacionan con la solubilidad, expresiones físicas y químicas de la concentración de las soluciones, diluciones, propiedades coligativas de las soluciones y finalmente coloides. Iniciemos.

10.1. Definición de solución o disolución

Las soluciones, conocidas también como disoluciones, son mezclas homogéneas de dos o más sustancias y se componen de disolvente y soluto. Normalmente, el disolvente, el cual generalmente es el agua, se encuentra en mayor proporción que el soluto.

Figura 29

Componentes de la solución



Nota. Tomado de *Componentes de la solución* [Ilustración], por Watthana Tirahimonchan, 2024, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

La figura 29 muestra que, al unir el soluto con el solvente, sus partículas se mezclan para formar una disolución. En relación con las propiedades físicas y químicas, se destacan las siguientes:

- Volumen: el volumen final de la solución es diferente a la suma de los volúmenes del soluto y el solvente.
- Punto de ebullición y congelación: el agregar el soluto al solvente ocasiona que el punto de ebullición se incremente y disminuya el punto de congelación.
- Presión de vapor: disminuye cuando al solvente se le agrega el soluto.
- Propiedades químicas: en una solución, las propiedades químicas de los componentes no se alteran.

En cuanto al tipo de disoluciones, se clasifican según la capacidad para disolver un soluto y según el estado de los componentes (ver tabla 11). En la primera, se diferencian las disoluciones diluidas, concentradas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Continuemos con el aprendizaje mediante la revisión de la siguiente infografía:

Definición de solución o disolución



Tabla 11*Tipos de soluciones*

Soluto	Disolvente	Solución	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire (O_2 en N_2)
Gas	Líquido	Líquido	Bebidas carbonatadas (CO_2 en H_2O) Alberca (Cl_2 en H_2O)
Líquido	Líquido	Líquido	Vodka (etanol en H_2O) Vinagre (ácido acético en H_2O)
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgama dental para empastes (mercurio líquido en plata sólida)
Sólido	Líquido	Líquido	Salina ($NaCl$ en H_2O) Azúcar en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Oro de 14 quilates (Ag en Au) Acero (carbono en hierro)

Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 409), por Burns, R., 2011.

En tabla 11 se indica que las soluciones no siempre son líquidas, sino que también pueden ser soluciones gaseosas como el aire o soluciones sólidas como el oro de 14 quilates. Para consolidar el aprendizaje lo invito a revisar el siguiente video.

Es momento de conocer cómo se preparan las soluciones, para lo cual ingrese al video [Preparación de soluciones](#) y observe el proceso que se sigue cuando el soluto es un sólido o un líquido. Realice un diagrama de procesos para lograr un aprendizaje significativo de este tema.

El video muestra que preparar soluciones no siempre resulta fácil, ya que implica tener mucha precaución y exactitud en los cálculos, así como en la medición del soluto y del solvente. Con los contenidos que se revisarán más adelante, usted se dará cuenta de que un error marca la diferencia en la concentración de la solución.

Avancemos con el estudio de los diferentes términos que se relacionan con la solubilidad.

10.2. Terminología de solubilidad

Burns (2011) define a la **solubilidad** como la cantidad máxima de soluto que el disolvente puede disolver a una determinada temperatura. En este sentido, es oportuno considerar que no todas las sustancias pueden disolverse en otras bajo las mismas condiciones de cantidad y temperatura. Aquellas sustancias que se disuelven se las conoce como **solubles** y aquellas que no como **insolubles**.

Ahora bien, si dos líquidos al mezclarlos se disuelven el uno en el otro, se dice que son **miscibles** (Ej.: agua con café), mientras que, si los líquidos no se disuelven el uno en el otro, son **inmiscibles** (Ej.: agua con aceite).

Antes de continuar con el siguiente tema, es necesario que realice una lectura comprensiva del capítulo 8 del texto Química I: teoría y problemas resueltos, de los autores Ferrel y Maldonado (2024), esto con el objetivo de conocer como la temperatura, la presión y la naturaleza del soluto influyen directamente en la solubilidad. Puede hacer uso de organizadores gráficos que le permitan obtener un aprendizaje significativo.

Después de la lectura realizada, se concluye que una disolución es una mezcla homogénea a nivel molecular o iónico de dos o más sustancias puras que no reaccionan entre sí y sus componentes se encuentran en proporciones variables.

Muy bien, ahora es tiempo de continuar con el estudio de las expresiones de la concentración de las soluciones.



Las disoluciones cuyo disolvente es agua se llaman disoluciones acuosas. En el cuerpo humano, todas las transformaciones metabólicas, así como la producción de sustancias de importancia para el desarrollo de nuestro organismo, se desarrollan en "solución acuosa". (Universidad de Chile, 2020).

10.3. Expresiones de la concentración de las soluciones

El comportamiento de las soluciones depende no solo de la naturaleza de los solutos, sino también de sus concentraciones, las cuales se expresan mediante unidades físicas y químicas. Antes de conocer cada una de estas, es necesario definir a la concentración, para ello, tomemos como referencia el concepto dado por Chang (2010): "es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente, o en una cantidad dada de disolución" (p. 147).

Ahora que conoce la definición de concentración, ingrese al simulador [Concentración](#) y analice su variación (en unidades de mol/L) de diferentes soluciones al aumentar o disminuir la cantidad de soluto y solvente.

Con el simulador propuesto, es fácil darse cuenta de que la concentración de las soluciones depende de las cantidades existentes de soluto. Una solución con una cantidad grande de soluto está concentrada, mientras que una solución es diluida cuando la cantidad de soluto es relativamente pequeña.

Continuando con el estudio, las unidades químicas expresan la concentración en moles o equivalentes químicos del solvente por unidad de volumen; y, las unidades físicas definen la proporción entre el soluto y el solvente en masa, volumen o sus partes. Revisemos cada una de ellas en el estudio de la siguiente temática.

10.3.1. Unidades químicas de concentración

Molaridad (M): conocida también como concentración molar, es la expresión de concentración más utilizada y se define como el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución, y se expresa de la siguiente manera:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

La mayoría de las soluciones químicas están expresadas en unidades de molaridad. Para una mayor comprensión de este tema, analice el siguiente ejemplo:

Calcule la molaridad de una solución que contiene 32 gramos de cloruro de sodio en 750 mL de solución.

Descripción de pasos:

1. Determine los componentes de la solución.

- Soluto: cloruro de sodio (32 gramos)
- Solvente: agua (solvente universal)
- Solución: 750 mL

2. Calcule las moles del soluto para remplazar luego en la fórmula.

$$32 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,45 \text{ g NaCl}} = 0,55 \text{ mol NaCl}$$

3. Sustituya los datos en la fórmula de molaridad. Considere que, en el caso de la solución, esta debe estar expresada en litros.

$$\text{Molaridad } (M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

$$\text{Molaridad } (M) = \frac{0,55 \text{ mol NaCl}}{0,75 \text{ L}}$$

$$\text{Molaridad } (M) = 0,733 \text{ M} \text{ (se lee 0,733 molar)}$$

4. Interprete los resultados.

La solución de cloruro de sodio tiene una concentración de 0,733 molar o 0,733 moles de NaCl en un litro de solución.

Ahora analice el ejemplo en el cual se solicita preparar una disolución con una concentración y volumen dado. Esto implica determinar la cantidad de soluto (en gramos) que se debe pesar o medir en una cantidad de solvente determinada para obtener la solución. Para la resolución, se parte de la fórmula de molaridad, aunque existe otro procedimiento que es común dentro de los cálculos estequiométricos y que es considerado también en este ejemplo.

Prepare 250 mL de una solución 0,2 M de KMnO₄.

Descripción de pasos:

1. Determine los componentes de la solución.

- Soluto: KMnO₄
- Solvente: agua (solvente universal)
- Solución: 250 mL; 0,2 M

2. Calcule los moles del soluto que existen en 250 mL de solución de KMnO₄.

Considere que las unidades de la molaridad es mol/L

$$\text{Molaridad } (M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

$$\text{moles de soluto} = \text{molaridad} * \text{litros de solución}$$

$$\text{moles de soluto} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,25 \text{ L}$$

$$\text{moles de soluto} = 0,05 \text{ mol KMnO}_4$$

3. Calcule los gramos de soluto existentes en 0,05 mol de KMnO₄.

$$0,05 \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 7,9 \text{ g KMnO}_4$$

4. Interprete los resultados.

Para preparar 250 mL de solución 0,2 M de KMnO₄, es necesario pesar 7,9 gramos de KMnO₄ y disolver con agua hasta un aforo de 250 mL.

5. Puede hacer uso de una forma resumida para calcular y obtener el mismo resultado. Para ello, se parte de la cantidad conocida:

mililitro → Litros → mol → gramos

$$0,25 \text{ L KMnO}_4 \times \frac{0,2 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L KMnO}_4} \times \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 7,9 \text{ g KMnO}_4$$

El ejemplo antes expuesto permitió comprender de manera secuencial el desarrollo de los cálculos para la preparación de una solución con una concentración Molar dada.

Perfecto, ahora que conoce más acerca de la molaridad, es momento de continuar con el estudio del resto de unidades químicas de concentración.

Molalidad (m): indica la cantidad de moles de soluto presentes en un kilogramo de solvente. Se expresa mediante la fórmula:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

Cuando se trata de experimentos dentro del laboratorio, en donde se usan cantidades pequeñas, se puede utilizar como unidad de medida del solvente el gramo.



Observe el ejemplo planteado en donde se pide calcular la molalidad de una solución. Considere que muchas de las soluciones utilizan como solvente al agua, la cual tiene como densidad 1 g/mL, por lo tanto, 1 Kg de agua equivale a un litro.

Calcule la concentración molal de una solución que contiene 48 gramos de NaCl en 10 Kg de solvente.

Descripción de pasos:

1. Determine los componentes de la solución.

- Soluto: NaCl, 48 g.
- Solvente: 10 Kg.
- Solución: 10,048 Kg (equivale a la suma de los pesos del soluto y solvente).

2. Calcule los moles del soluto que existen en 48 gramos de cloruro de sodio.

$$48 \text{ g } NaCl \times \frac{1 \text{ mol } NaCl}{58,45 \text{ g } NaCl} = 0,82 \text{ mol } NaCl$$

3. Remplace los valores en la fórmula de molalidad.

$$Molalidad (m) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$Molalidad (m) = \frac{0,82 \text{ mol } NaCl}{10 \text{ kg solvente}}$$

$$Molalidad (m) = 0,082 \text{ m}$$

4. Interprete los resultados.

Existen 0,082 moles de NaCl en un kilogramo de solvente.

Normalidad (N): Relaciona el número de equivalentes gramo o equivalentes químicos de un soluto con la cantidad de solución, en litros. Se expresa como:

$$\text{Normalidad } (N) = \frac{\text{Nº Equivalente gramo soluto } (Eq-g)}{\text{volumen de la solución } (L)}$$

Para determinar el número de equivalentes gramo del soluto, es necesario determinar primero el equivalente químico, el cual se lo obtiene de la siguiente manera:

$$Eq - g = \frac{\text{peso molecular del soluto}}{\text{valencia}}$$

La valencia hace referencia, en el caso de que el soluto sea un ácido, al número de hidrógenos que existen en la fórmula. Si es una base, al número de OH. Si es una sal, a la carga total del anión o catión y si es un elemento, a su valencia. Una vez que se conoce el equivalente gramo del soluto, se puede obtener el número de equivalentes gramo que existe en la masa del soluto aplicando la siguiente fórmula:

$$Nº Eq - g = \frac{\text{gramos de soluto}}{Eq-g}$$



Los equivalentes son las cargas por mol que tienen los elementos en una sustancia.

Ahora veamos, a través del siguiente ejemplo, cómo se aplican cada una de estas fórmulas para obtener la concentración normal.

Calcule la concentración normal (normalidad) de una solución que contiene 367,5 gramos de ácido sulfúrico por litro de solución.

Descripción de pasos:

1. Identifique los componentes de la solución.

- Soluto: H_2SO_4 367,5 gramos.
- Solvente.
- Solución: 1 L.

2. Determine el equivalente gramo del ácido sulfúrico. Considere que este soluto tiene dos hidrógenos en su fórmula química.



$$Eq - g = \frac{\text{peso molecular del soluto}}{\text{valencia}}$$



$$Eq - g = \frac{98}{2}$$



$$Eq - g = 49$$

3. Determine el equivalente gramo del ácido sulfúrico. Considere que este soluto tiene dos hidrógenos en su fórmula química.



$$N^{\circ} Eq - g = \frac{\text{gramos de soluto}}{Eq-g}$$



$$N^{\circ} Eq - g = \frac{367,5 \text{ g}}{49}$$



$$N^{\circ} Eq - g = 7,5$$

4. Una vez que tienen el número de equivalente gramo que existen en la solución, establezca la Normalidad.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{N^{\circ} \text{ Equivalente gramo soluto (Eq-g)}}{\text{volumen de la solución (L)}}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{7,5}{1}$$

$$\text{Normalidad (N)} = 7,5 \text{ N} \text{ (se lee 7,5 normal)}$$

5. Interprete los resultados.

Existen 7,5 equivalentes gramo en un litro de solución que contiene 367,5 gramos de H_2SO_4 .

Fracción molar (X): expresa la proporción en que se encuentra una sustancia respecto a los moles totales de la disolución.

$$\text{Fracción molar (X}_i\text{)} = \frac{n_i(\text{moles de sustancia})}{n_t(\text{moles totales de la disolución})}$$

$$\text{Fracción molar (soluto)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$\text{Fracción molar (solvente)} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

La fracción molar de una solución resulta de la suma de las fracciones de los solutos y de los solventes y debe ser igual a uno.

En el siguiente ejemplo, observe y analice de manera práctica cómo se aplican las fórmulas antes expuestas.

Calcule la fracción molar de cada una de las sustancias de la disolución de: 10 moles de metanol, 1 mol de etanol y 8 moles de agua.

Descripción de pasos:

1. Determine el número total de moles de la solución. Para ello, considere que la solución está compuesta por soluto y solvente. En este caso, por la suma de las moles de metanol, etanol y agua.

$$n_t = n_m + n_e + n_a$$

$$n_t = 10 + 1 + 8$$

$$n_t = 19 \text{ moles}$$

2. Determine la fracción molar de cada uno de los componentes de la solución.

Para el metanol:

$$\text{Fracción molar (metanol)} = \frac{\text{moles de metanol}}{\text{moles totales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (metanol)} = \frac{10}{19} = 0,53$$

Para el etanol:

$$\text{Fracción molar (etanol)} = \frac{\text{moles de etanol}}{\text{moles totales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (etanol)} = \frac{1}{19} = 0,05$$

Para el agua:

$$\text{Fracción molar (agua)} = \frac{\text{moles de agua}}{\text{molestotales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (agua)} = \frac{8}{19} = 0,42$$

3. Compruebe que la sumatoria de las fracciones molares es igual a 1.

$$X_{\text{metanol}} + X_{\text{etanol}} + X_{\text{agua}} = 1$$

$$0,53 + 0,05 + 0,42 = 1$$

Para profundizar en este tema, ingrese al material pedagógico “Las soluciones” y realice una lectura comprensiva de las unidades químicas de concentración. Ponga atención en la tabla resumen de las diferentes formas de expresar la concentración.



Actividad de aprendizaje recomendada

Continuemos con el aprendizaje mediante su participación en la actividad que se describe a continuación:

Realice lo siguiente con el objetivo de fortalecer los contenidos referentes a molaridad.

a. Desarrolle los siguientes ejercicios propuestos por Burns (2011).

- Si se le pidiera preparar 500 mL de una solución 0.10 M de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, ¿cuántos gramos de sacarosa emplearía? ¿Qué pasos seguiría para preparar la solución?
- Si se le pidiera preparar 250 mL de una solución de NaOH 3.00 M a partir de NaOH sólido, ¿cuántos gramos de NaOH emplearía?, ¿qué pasos seguiría para preparar la solución?

- b. Ingrese al simulador [Molaridad](#) y observe lo que sucede con la concentración de la mezcla cuando existe variación de los moles del soluto y del volumen de la solución. Luego complete el siguiente cuadro:

Concentración de la mezcla

Moles soluto	Volumen solución	Concentración de la solución
Aumenta	Aumenta	
Se mantiene igual al anterior	Disminuye	
Disminuye	Aumenta	
Aumenta	Disminuye	

- c. Razoné el resultado obtenido en la actividad del literal b y de contestación a la siguiente pregunta: ¿por qué aumenta o disminuye la concentración cuando existe variación de los moles del soluto y del volumen de la solución?

Con los ejercicios y el simulador propuesto, resulta fácil responder a la pregunta planteada en el literal c. Recordemos que la concentración se relaciona directamente con la cantidad (en moles o en gramos) de soluto existente en la solución. Es así que, si se aumenta la cantidad de moles del soluto en un volumen constante de solución, la concentración será mayor.

Nota. Por favor, complete la actividad en un cuaderno o documento Word.

Con el material propuesto, usted consolidó sus conocimientos respecto a las unidades químicas de concentración, teniendo presente que la concentración química es la cantidad en que se encuentran las sustancias que se disuelven (soluto) en relación con la o las sustancias que lo disuelven (solvente). Ahora es tiempo de continuar con el estudio de las unidades físicas. ¡Adelante!





Semana 13

Unidad 10. Soluciones

Empezamos la semana 13, luego de estudiar las unidades químicas de concentración de las soluciones, corresponde continuar con otra forma de expresar la concentración: las unidades físicas.

10.3. Expresiones de la concentración de las soluciones

10.3.2. Unidades físicas de concentración

Este tipo de unidades expresa la concentración de la solución en porcentajes. Al respecto, Bayas (2019) señala que “la cantidad de soluto y de solvente pueden estar expresadas en unidades de volumen o de masa” (p. 97).

Porcentaje masa/masa (m/m): Conocido también como porcentaje peso/peso (p/p), expresa los gramos de soluto presentes en 100 gramos de solución.

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} * 100$$

Observe el siguiente ejemplo donde se pide preparar una solución con una concentración peso-peso conocida y cuyo soluto es un líquido.

¿Cómo prepararía 600 mL de una disolución acuosa que tiene 24,0 % (p/p) de acetona? La densidad de la disolución es 0,97 g/ml

Descripción de pasos:

1. Analice lo que se solicita en el ejemplo.

Se pregunta la forma como se prepara una solución de acetona de 600 mL con una concentración de un 24 % p/p (24 gramos de soluto en 100 gramos de solución).

Para dar contestación a esto, es necesario determinar la cantidad de soluto (en gramos) necesaria para obtener la solución.

2. Identifique los componentes de la solución:

Soluto: acetona

Solvente: agua

Solución: 600 mL, 24 % p/p, densidad 0,97 g/mL

3. Determine la masa de la solución, con el volumen y la densidad conocida.

$$600 \text{ mL soluci\'on} * \frac{0,97 \text{ g soluci\'on}}{1 \text{ mL soluci\'on}} = 582 \text{ g soluci\'on}$$

4. Una vez que conoce la masa de la solución, reemplace los valores en la fórmula del % peso.

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la soluci\'on}} * 100$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{\text{masa de la soluci\'on} * \% \text{ peso}}{100}$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{582 * 24}{100}$$

$$\text{masa del soluto} = 139,68 \text{ gramos de acetona}$$

5. Interprete los resultados.

Para preparar la solución de acetona 24 % p/p, es necesario pesar 139,68 gramos de acetona y diluirlos con agua hasta un aforo de 600 mL.



Para ejercitarnos en este tema, realice en su cuaderno de trabajo el ejercicio planteado por Burns (2011): Indique cuántos gramos de soluto y cuántos gramos de agua se deben emplear para preparar 800 g de solución de sacarosa al 0.25 % p/p. Revise el ejemplo proporcionado anteriormente para contar con los elementos necesarios para resolver el problema.

Porcentaje volumen/volumen (v/v): expresa el volumen del soluto en 100 unidades de volumen de disolución. Esta unidad física se emplea para indicar la concentración de disoluciones, cuyo soluto se mide en mL, L o m³.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} * 100$$

Para determinar el porcentaje v/v, el volumen del soluto y el volumen del solvente deben expresarse en las mismas unidades. Analice el siguiente ejemplo:

Si se diluyen 15 mL de HCl en 200 mL de agua, ¿cuál es la concentración porcentual en volumen de dicha solución?

Antes de describir los pasos para resolver, es importante tomar en cuenta la diferencia entre los siguientes enunciados que se presentan en la siguiente infografía.

Unidades físicas de concentración

Descripción de pasos:

1. Identificar los componentes de la solución.

Soluto: HCl, 15 mL

Solvente: agua, 200 mL

Solución: 215 mL (equivale a la suma del volumen del soluto y el solvente)

2. Reemplazar los valores en la fórmula correspondiente.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} * 100$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{15 \text{ mL}}{215 \text{ mL}} * 100$$

$$\% \text{ volumen} = 6,98$$

3. Interpretar los resultados.

La concentración porcentual de la solución de HCl es un 6,98 %, es decir, existen 6,98 mL de HCl por cada 100 mL de solución.



Para lograr un aprendizaje significativo de estos cálculos, en su cuaderno de trabajo, realice el siguiente ejercicio planteado por Burns (2011): ¿cuál es la concentración porcentual en volumen de una solución que contiene 200 mL de etanol y agua suficiente para completar 500 mL de solución?, ¿cuál componente es el soluto y cuál es el disolvente?

¿Cómo le fue con el desarrollo del ejercicio? Seguro que no tuvo problema alguno. Ahora cuenta con los referentes teóricos para complementar su estudio abordando otra unidad física de concentración: porcentaje masa/volumen.

Porcentaje masa/volumen (m/v): expresa los gramos de soluto presentes en 100 mililitros de solución.

$$\% \text{ peso - volumen} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{volumen de la solución}} * 100$$

Para una mayor comprensión del tema, observe el ejercicio que se describe a continuación:

Calcule la cantidad de soluto existente en una solución de 400 mL cuya concentración p/v es un 10 %.

Descripción de pasos:

1. Identifique los componentes de la solución.

Soluto:

Solución: 400 mL, un 10 % p/v

2. Reemplace los datos en la fórmula

$$\% \text{ peso - volumen} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{volumen de la solución}} * 100$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{\% \text{ peso volumen} * \text{volumen de la solución}}{100}$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{10 * 400}{100}$$

$$\text{masa del soluto} = 40 \text{ g}$$

3. Interprete los resultados.

La cantidad de soluto existente en 400 mL de una solución al 10 % p/v, es 40 gramos.

Partes por millón (ppm): esta unidad se aplica en análisis químicos donde la concentración del soluto es mínima. Expresa, en términos generales, el número de partes presentes en un millón de partes, mediante las siguientes fórmulas.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{masa de la solución (kg)}}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{volumen de la solución (L)}}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de la solución (g)}} * 10^6$$

En el siguiente ejemplo, observe y analice detenidamente cada uno de los pasos para realizar el cálculo de las partes por millón de diferentes soluciones.

Una muestra de agua contiene 3,5 mg de iones fluoruro en 825 mL de solución. Calcule las partes por millón del ion en la muestra.

Descripción de pasos:

1. Identifique los componentes de la solución.

Soluto: 3,5 mg

Solución: 825 mL

2. Seleccione la fórmula adecuada para determinar ppm. Para ello, considere las unidades del soluto y de la solución.

$$ppm = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{volumen de la solución (L)}}$$

3. Reemplace los datos en la fórmula seleccionada y obtenga el resultado.

$$ppm = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{volumen de la solución (L)}}$$

$$ppm = \frac{3,5 \text{ mg}}{0,825 \text{ L}}$$

$$ppm = 4,24 \text{ ppm}$$

Todos los cálculos que hemos visto hasta el momento son útiles para preparar las soluciones a nivel del laboratorio. Para profundizar en este conocimiento, realice una lectura significativa del capítulo 8 del texto Química I: teoría y problemas resueltos, de los autores Ferrel y Maldonado (2024).

Una vez que profundizó sus conocimientos con la lectura, usted está en la capacidad de determinar y diferenciar las unidades de concentración físicas y químicas y lo que nos indican cada una de ellas. Ahora es momento de complementar su estudio desarrollando los ejercicios referentes a este tema.



Realice el ejercicio propuesto por Burns (2011): El límite de arsénico en el agua potable establecido por la Environmental Protection Agency de Estados Unidos es de 0.05 ppm. ¿A cuánto equivale este valor en miligramos por litro? Esta actividad le permitirá reforzar sus habilidades respecto al cálculo de ppm de diferentes soluciones. Tome como referencia los ejercicios desarrollados en el apartado 10.3.2 *Unidades físicas de concentración* de la presente guía didáctica.

El desarrollo de los ejercicios siempre será una buena estrategia para consolidar los conocimientos. Ahora es tiempo de continuar con el estudio de las soluciones por dilución.

10.4. Soluciones por dilución

En el laboratorio de química, muchas de las veces se requiere disminuir la concentración de una solución. A este proceso se lo conoce como dilución, el cual consiste en “ir de una solución concentrada a una solución menos concentrada” (Mineduc, 2020), adicionando agua u otro disolvente para alcanzar la concentración requerida. Se expresa a través de la siguiente fórmula:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Donde C_i y C_f son las concentraciones inicial y final de las disoluciones, y, V_i y V_f son los volúmenes iniciales y finales respectivamente. Las concentraciones pueden estar expresadas en cualquiera de las unidades físicas o químicas analizadas anteriormente. Lo importante es que estén mencionadas en las mismas unidades.

Preste atención al ejemplo propuesto a continuación en el cual se aplica la fórmula de dilución.

¿Cuántos mililitros de una solución de sal al 5% se deben emplear para preparar 750 mL de una solución más diluida al 1%?

Descripción de pasos:

1. Identifique los datos del problema.

$$C_i = 5\%$$

$$V_i = ?$$

$$C_f = 1\%$$

$$V_f = 750 \text{ mL.}$$

2. Reemplace los valores en la fórmula de dilución.

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$V_i = \frac{C_f V_f}{C_i}$$

$$V_i = \frac{1\% * 750 \text{ mL}}{5\%}$$

$$V_i = 150 \text{ mL}$$

3. Interprete los resultados.

Para preparar la solución de 750 mL con una concentración del 1%, se necesita tomar 150 mL de la solución inicial y diluir con solvente hasta un aforo de 750 mL.

El material pedagógico elaborado por el Ministerio de Educación y disponible en el video [Diluciones](#), le permite conocer el proceso de dilución a través de un ejemplo práctico.

El autor de este material pedagógico señala la necesidad de calcular la cantidad necesaria de solvente para determinar la concentración específica de la dilución. Recuerde que la cantidad de soluto no cambia, a diferencia de la cantidad de solvente.

Para fortalecer su proceso de aprendizaje, realice el siguiente ejercicio propuesto por Burns (2011): ¿qué volumen de una solución antiséptica al 70% (p/p) se necesita para preparar 350 mL de una solución al 40% (p/p)? ¿Cuánta agua se debe agregar?

El desarrollo de los ejercicios siempre será una buena estrategia para consolidar los conocimientos. Ahora es tiempo de continuar con el estudio de las propiedades coligativas de las soluciones.

10.5. Propiedades coligativas de las soluciones

Chang (2010) las define a las propiedades coligativas como aquellas “que dependen del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto”. Las propiedades a las que hace referencia y que cambian con respecto a la concentración son:

- Disminución de la presión de vapor.
- Aumento de su punto de ebullición.
- Descenso de su punto de congelación.
- Presión osmótica.



Es necesario ampliar el contenido de este tema, para ello lo invito a realizar una lectura comprensiva del apartado *Propiedades coligativas*, disponible en el capítulo 7. *Líquidos*, de *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018).

Finalizada la lectura, se concluye que las propiedades coligativas dependen del número de partículas que tenga el soluto. Ahora es momento de continuar con el estudio de los coloides.

10.6. Coloides

Los coloides o dispersiones coloidales son mezclas homogéneas constituidas por dos fases: dispersa y dispersora. Representan una transición entre las soluciones y las suspensiones y se diferencian de estas por el tamaño de las partículas, pues su dimensión oscila entre 1 a 100 nm.

Para cerrar esta unidad, es necesario reconocer las diferencias entre disoluciones, suspensiones y coloides. Para lograr este objetivo, lo invito a observar el video [Las suspensiones y los coloides](#) elaborado por el Ministerio de Educación, en el cual la instructora explica claramente los tipos de dispersiones existentes. Luego de ello, realice un breve resumen de esta información, ya que le permitirá prepararse para su evaluación final.

Consecuentemente, con estos referentes teóricos, usted posee los insumos necesarios para desarrollar las actividades de aprendizaje recomendadas.

¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Una vez que revisó el contenido de este tema en la bibliografía básica, así como el recurso de aprendizaje propuesto, es momento de poner a prueba lo aprendido a través del desarrollo de la siguiente actividad:

1. Ingrese al juego interactivo [Cerebriti](#) y evalúe su aprendizaje a través de la actividad propuesta.

¿Cómo le fue? Seguro que acertó con todas las respuestas en el menor tiempo. Es importante familiarizarse con las definiciones y unidades de concentración de las soluciones. Recuerde que la Molaridad, Molalidad y Normalidad son unidades químicas de concentración, mientras que los porcentajes de masa-volumen, masa y volumen-volumen son unidades físicas de concentración.

2. Ahora le propongo una actividad donde deberá diferenciar los tipos de dispersiones. Para ello, revise la siguiente infografía.

Coloides



Bien. Ha concluido con el estudio de uno de los temas más importantes dentro de la química. Ahora usted puede diferenciar una solución de un coloide y de una suspensión, tomando en cuenta el tamaño de la partícula, el tipo de mezcla y la estabilidad a la gravedad. Las soluciones son mezclas homogéneas muy estables a la gravedad, mientras que los coloides y suspensiones no están claramente definidas.



Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

3. Lo felicito por su constancia demostrada en cada una de las actividades. Finalmente, lo invito a desarrollar la autoevaluación.



Autoevaluación 10

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. Conteste verdadero (V) o falso (F) a lo siguiente:

- () Los elementos de una solución son reactivos y productos.
- () El componente de una disolución que está en mayor proporción es el solvente.
- () Una dilución es una disolución de menor concentración que aquella de la que partimos.

2. Los factores que influyen en la solubilidad son:

- Naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura y presión osmótica.
- Naturaleza del soluto, temperatura y punto de ebullición.
- Naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura y presión.

- d. Naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura y presión de vapor.



3. Acerca de una disolución podemos afirmar que:

- a. Están formadas por dos componentes: soluto, el mayoritario, y disolvente, el minoritario.
- b. En cualquier disolución hay siempre mayor cantidad de moles de soluto que de disolvente.
- c. La masa de cualquier disolución es siempre mayor que la de disolvente.



4. Relacione las columnas:

Relación de conceptos

Columna A	Columna B
() gramos de soluto en 100 mL de solución.	a. % p/p
() Equivalentes químicos de soluto en 1000 mL de solución.	b. % v/v
() moles de soluto en 1 L de solución.	c. % p/v
() mililitros de soluto en 100 mL de solución.	d. Molaridad
() gramos de soluto en 100 gramos de solución.	e. Molalidad
() moles de soluto en 1000 gramos de solvente.	f. Normalidad



5. Cuando en una disolución existe tal cantidad de soluto que este precipita, aunque sea soluble en el disolvente, se dice que es una disolución:

- a. Saturada.
- b. Concentrada.
- c. Diluida.
- d. Sobresaturada.

6. Una muestra contiene 25,0g de azúcar en 100,0g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de azúcar en la muestra?
- a. 20,0 %
 - b. 0,20 %
 - c. 33,3 %
 - d. 25,0 %
7. Para preparar 150 mL de glicerina en agua al 2% v/v, ¿qué cantidad de glicerina necesita?, ¿y de agua?
- a. 3 mL de glicerina y 150 mL de agua.
 - b. 3 mL de glicerina y 147 mL de agua.
 - c. 147 mL de glicerina y 3 mL de agua.
 - d. 150 mL de glicerina y 2 mL de agua.
8. Para preparar medio litro de ácido sulfúrico 0,1 M a partir de otro 6M se necesitará:
- a. Añadir 10,5 mL de ácido concentrado a agua pura hasta obtener el medio litro de disolución.
 - b. Añadir 8,3 mL de ácido concentrado a 500 mL de agua.
 - c. Añadir 8,3 mL de ácido 6M a la cantidad de agua necesaria hasta completar los 500 mL de disolución.
9. Se mezclan 138 g de cloruro sódico con 10 litros de agua, siendo el volumen final 10,1 litros. Determinar la fracción molar del NaCl:
- a. 0,0136
 - b. 0,00423
 - c. 0,0732
 - d. 0,018
10. La concentración normal de 20 gramos de hidróxido de berilio en 700 mL de una disolución es:
- a. 2,20 N



- b. 0,66 N
- c. 1,33 N
- d. 1,1 N

[Ir al solucionario](#)



Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 14

Unidad 11. Velocidades de reacción y equilibrio químico

Iniciamos una nueva semana de estudios, esta vez revisaremos los contenidos de la Unidad 11. Velocidades de reacción y equilibrio químico, donde se analizan temas importantes como la velocidad de reacción y los factores que gobiernan; así como las reacciones reversibles, el equilibrio químico y finalmente el principio de Le Chatelier. Antes de examinar las temáticas, es necesario recordar lo aprendido en la unidad 7 respecto a las reacciones químicas, sus reactivos y productos. Estos contenidos le permiten alcanzar los resultados de aprendizaje propuestos. Iniciemos.

11.1. Velocidades de reacción: teoría de colisiones

El campo de la química que estudia la velocidad o rapidez con la que ocurre una reacción en donde se consume un reactivo y se forma un producto se conoce como cinética química. Esta es importante porque permite predecir la velocidad y el mecanismo o secuencia de la reacción química. En la práctica, el conocimiento de la rapidez de las reacciones son útiles, por ejemplo, para el control de la contaminación ambiental o el procesamiento de alimentos.

Burns (2011) señala que para que “los átomos, moléculas o iones puedan reaccionar antes, se deben encontrar, es decir, deben chocar” (p. 438). En este sentido, la teoría de colisiones explica cualitativamente cómo se producen estas reacciones y las razones por las cuales la velocidad de reacción difiere entre una reacción y otra.

Según esta teoría, para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones: el **choque** de las moléculas de los reactivos entre sí, la formación de **energía suficiente** (llamada energía de activación) en el choque que permita romper y formar enlaces químicos, y, la **orientación adecuada** durante el choque para que los átomos choquen entre ellos.



La energía de activación es la energía mínima necesaria para iniciar una reacción química.

Fijada la importancia de la velocidad de reacción en el estudio de la química, usted cuenta con los insumos requeridos para desarrollar las actividades de aprendizaje que se encuentran al final de la semana. ¡Adelante!

Con los conocimientos adquiridos hasta ahora, es momento de analizar los factores que gobiernan las velocidades de reacción.

11.2. Factores que gobiernan las velocidades de reacción

Algunas reacciones químicas suceden de forma casi instantánea a temperatura ambiente, mientras que otras suceden lentamente en temperaturas bajas. En la figura 30, usted puede observar que, así como la temperatura, factores como la concentración, el uso de catalizadores y el área superficial influyen en la frecuencia de la colisión y, por lo tanto, en la velocidad de la reacción química.

Figura 30

Factores responsables de la frecuencia de colisión

Temperatura	La velocidad de la reacción es mayor al aumentar la temperatura.
Concentración	El aumento de la concentración de los reactivos incrementa la velocidad de reacción.
Catalizadores	La velocidad de las reacciones aumenta cuando se agregan cantidades pequeñas de catalizadores, los cuales se recuperan al final del proceso.
Superficie de contacto	A mayor superficie de contacto entre los reactivos, mayor es la velocidad de reacción.

Nota. Adaptado de Fundamentos de Química (p. 442), por Burns, R., 2011.

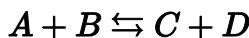
Profundice en este tema a través de la lectura comprensiva del capítulo 8 *Las reacciones químicas. Cinética química*, en *Fundamentos de Química general: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018).

Con la lectura desarrollada, se conoció que, además de la frecuencia de la colisión, factores como la fracción de partículas con la orientación correcta y con la energía de activación suficiente al momento de la colisión, influyen en la velocidad de la reacción química.

11.3. Reacciones reversibles y equilibrio

En el apartado 7.1 de esta guía se señala que una reacción química es un proceso en el cual dos sustancias o más, denominadas reactivos, se convierten en otras sustancias designadas como productos. Un ejemplo es la combustión, pues una vez ocurrido el fuego, no se pueden devolver los productos.

A este tipo de reacciones se las conoce como reacciones irreversibles. Sin embargo, existen reacciones que pueden volver a un estado o condición anterior, es decir, tienen lugar en los dos sentidos, pues los productos pueden volver a ser reactivos, y se las conoce como reacciones reversibles. Se simbolizan mediante una doble flecha:



Donde A y B son los reactivos, y C y D son los productos.

Con respecto al equilibrio, considere lo mencionado por Chang (2010):

[...] es un estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre. Cuando una reacción química llega al estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema.

Para que una reacción química alcance este equilibrio se necesita temperatura y presión constantes en un recipiente cerrado, para que no exista ni entrada ni salida de sustancia alguna.

11.4. Principio de Le Chatelier

Burns (2011) señala que el equilibrio puede desplazarse a la derecha o a la izquierda dependiendo de factores como las concentraciones de los productos o reactivos, presión y temperatura. El principio de Le Chatelier, el cual indica que, *si un sistema en equilibrio se perturba por un cambio de temperatura, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplaza su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio*, permite predecir de manera cualitativa, el sentido en que se desplazará la reacción química cuando este equilibrio se altera.



Para ampliar los contenidos de estos temas, lo invito a revisar el capítulo 8 *Las reacciones químicas. Cinética química*, en *Fundamentos de Química General: para el curso introductorio de medicina*, del autor Simes (2018).

Con la lectura usted conoció que el equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones, ya sea directa o inversa, son iguales, y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes. Esto es en el caso en que las condiciones de temperatura y presión permanezcan estables.

En el siguiente video, [Velocidad de reacción y equilibrio químico](#), la autora de manera clara y precisa caracteriza a las reacciones reversibles e irreversibles, así como el equilibrio químico y el principio de Le Chatelier. El equilibrio químico se da cuando la concentración de las especies participantes no cambia y no se observan cambios físicos a medida que transcurre el tiempo; siempre es necesario que exista una reacción química para que exista un equilibrio químico.

Además, este video introduce al estudio de los ácidos y bases, por lo que es necesario que ponga atención a los puntos analizados.

Para concluir la unidad 11, pongamos a prueba sus conocimientos, desarrollando la autoevaluación 11.



[Autoevaluación 11](#)

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. La velocidad de reacción se puede definir como:

- La rapidez con la que se efectúa una reacción.
- La cantidad de masa perdida en la unidad de tiempo.
- Los moles de reactivo o producto que se pierden por segundo.
- Ninguna de las anteriores.

2. Al aumentar la concentración de los reactivos, la velocidad de la reacción:

- a. Aumenta.
- b. Disminuye.
- c. Depende de los reactivos.

3. Al descomponer un reactivo sólido en partículas pequeñas, la velocidad de reacción:

- a. Aumenta.
- b. Disminuye.
- c. Depende de los reactivos.

4. Entre mayor es la cantidad de moléculas en un espacio determinado, mayor es el número de colisiones. A esta condición se le llama:

- a. Estado de agregación.
- b. Tamaño de las partículas.
- c. Concentración de los reactivos.
- d. Catalizadores.

5. Al aumentar esta propiedad, las moléculas aumentan su velocidad de desplazamiento, lo que provoca más colisiones entre los reactivos:

- a. Estado de agregación.
- b. Temperatura.
- c. Concentración de reactivos.
- d. Catalizadores.

6. Son sustancias que se utilizan para aumentar la velocidad de reacción, se utilizan en pequeñas cantidades, participan en la reacción, pero no forman parte de los productos:

- a. Catalizadores.
- b. Temperatura.
- c. Concentración de los reactivos.
- d. Tamaño de las partículas.



7. A mayor colisión entre partículas o moléculas, mayor es:

- a. La temperatura.
- b. La concentración de los reactivos.
- c. La velocidad de reacción.
- d. El tamaño de las partículas.

8. Es el factor que influye en la velocidad de reacción y que se refiere al estado líquido, en donde las moléculas tienen mayor libertad de movimiento, lo que favorece la colisión entre los reactivos:

- a. Estado de agregación.
- b. Tamaño de las partículas.
- c. Concentración de los reactivos.
- d. Temperatura.

9. Los factores que no influyen en el desplazamiento de un equilibrio químico hacia uno u otro miembro son:

- a. Temperatura.
- b. Concentración de los reactivos.
- c. Catalizadores.
- d. Presión.

10. La ley o principio de Le Chatelier nos permite asegurar que:

- a. Al alterar las condiciones de un sistema cerrado reaccionante este tiende a evolucionar en el sentido de restablecer el estado inicial.
- b. Al variar la presión de un sistema, este se desplaza hacia el extremo de la reacción en que haya menor número de moles.
- c. Si se aumenta la concentración de un reactivo en un sistema cerrado en equilibrio, las de los restantes reactivos, en caso de haberlos, tienden a disminuir.
- d. Si se varía la presión de un sistema reaccionante que contiene cantidades iguales de moles en ambos miembros de la ecuación química, el sistema permanece inalterado.

[Ir al solucionario](#)

¡Felicitaciones! Su dedicación y empeño le están permitiendo alcanzar los resultados de aprendizaje. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.

Unidad 12. Ácidos y bases

Iniciamos una nueva unidad de estudios, esta vez revisaremos los contenidos referentes a ácidos y bases, donde se analizan temas importantes como la teoría de Arrhenius, la definición de ácidos y bases de Bronsted – Lowry y de Lewis, así como la escala de pH y las conversiones de pH y pOH.

Para introducirnos en la temática, es necesario conocer que los ácidos y bases son esenciales en diversos procesos que se llevan a cabo a nuestro alrededor, tales como los procesos industriales, biológicos, alimenticios, ambientales, etc.

12.1. Ácidos y bases: teoría de Arrhenius

Arrhenius fue un investigador sueco que en el año 1884 propuso la Teoría de ácidos y bases, la cual señalaba que estos se pueden clasificar de acuerdo con los tipos de iones que se forman cuando al compuesto se le agrega agua. En este sentido, señaló que, en solución acuosa, los ácidos liberan iones hidrógeno (H^+) y las bases, liberan iones hidróxido (OH^-).

A continuación, de manera resumida, se presentan las características principales de los ácidos y bases, de acuerdo con la teoría de Arrhenius:



Figura 31

Características de ácidos y bases



- Sabor agrio y pH menor a 7
- Corrosivos para la piel.
- Disuelven sustancias.
- Cambiar al papel tornasol de azul a rojo.
- Atacan a los metales, desprendiendo H₂
- Reaccionan con las bases para formar sales y agua.



- Sabor amargo y pH mayor a 7
- Suaves al tacto.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Cambian al papel tornasol de rojo a azul.
- Reaccionan con los ácidos para formar sal y agua.

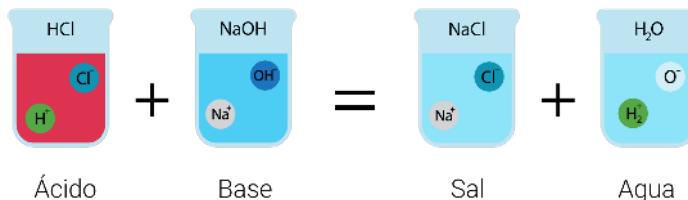
Nota. Adaptado de *Fundamentos de Química* (p. 470), por Burns, R., 2011, México: Pearson.

En la figura 32 se destaca la reacción producida por los ácidos y las bases, produciendo una sal y agua. A este proceso se lo denomina neutralización, ya que, al mezclar las cantidades correctas, pierden sus propiedades y forman un producto salado, no agrio ni amargo.

Figura 32

Reacción ácido - base

Reacción ácido - base.



Nota. Tomado de *Reacción ácido base [Ilustración]*, por Sansanorth, 2020, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

La figura 32 muestra cómo la sal utilizada en la cocina es obtenida a partir de la reacción del hidróxido de sodio (base) con el ácido clorhídrico (ácido). Se produce la neutralización y se forma cloruro de sodio y agua.

La teoría establecida por Arrhenius tiene algunas *limitaciones*, ya que solo es válida para disoluciones acuosas. Además, según la definición, los ácidos deben tener H en su molécula de la misma manera que las bases deben tener OH. Sin embargo, compuestos como el BF_3 (trifluoruro de boro) y el NH_3 (amoniaco) son considerados ácidos y bases respectivamente, y no tienen grupos H^+ y OH^- .

12.2. Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry

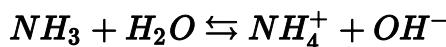
Bronsted y Lowry basados en la ausencia de radicales H^+ y OH^- en algunas sustancias, establecen una definición más general de los ácidos y bases resumida en lo siguiente:

- **Ácidos:** sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H^+)
- **Bases:** sustancias capaces de aceptar protones.

Se contempla la presencia de iones H^+ en el ácido sin la necesidad de un medio acuoso. Estas definiciones explican las razones por las cuales un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos.

Adicionalmente a esto, se incorpora el concepto de **par conjugado ácido – base**, el cual se define como un ácido y su base conjugada o como una base y su ácido conjugado. Chang (2010) señala que “la base conjugada de un ácido de Brønsted es la especie que resulta cuando el ácido pierde un protón. A la inversa, un ácido conjugado resulta de la adición de un protón a una base de Brønsted”.

Analicemos el siguiente ejemplo para una mayor comprensión de lo explicado:



En este caso, el radical amonio NH_4^+ es el ácido conjugado de la base amoniaco NH_3 , y el ion hidróxido OH^- es la base conjugada del ácido agua H_2O .

Es necesario ampliar los contenidos, por ello lo invito a revisar el artículo explicativo interactivo en línea [Ácidos y bases de Brønsted](#). Enfatice su lectura en los ácidos y bases más fuertes y más débiles.

Con la lectura realizada, usted tiene claro que las bases conjugadas son producto de la pérdida de un protón del ácido; y los ácidos conjugados son producto de la adición del protón a la base. El autor también señala que el agua es anfíprótica, es decir, actúa como ácido o base debido a que puede ganar o perder protones.

Es momento de continuar con el estudio de las definiciones de ácidos y bases de Lewis.

12.3. Definiciones de ácidos y bases de Lewis

Lewis, en el año 1923, propone una nueva definición de ácidos y bases. Según esto, una base es una especie que puede donar un par de electrones y un ácido es una especie que puede aceptar a este par de electrones. Esta propuesta permite incluir a sustancias que se comportan como ácidos, pero que no cumplen la definición de Brønsted-Lowry.



Lo invito a revisar el contenido de la guía explicativa [Ácidos y bases de Lewis](#) para ampliar los detalles de este tema, ponga atención a los ejemplos propuestos.

Una vez que conoce las diferentes teorías respecto a los ácidos y bases, usted cuenta con los insumos requeridos para desarrollar la actividad de aprendizaje que se encuentra al final de la semana, en donde deberá determinar las diferencias de estas teorías. ¡Adelante!

Identificar las diferencias y limitaciones de las teorías establecidas por Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis, le permite ampliar su perspectiva respecto a la definición de los ácidos y las bases. La primera teoría establecida por Arrhenius estaba limitada a las soluciones acuosas; sin embargo, fue la base para que los científicos establezcan definiciones más cercanas a la realidad, como es el caso de la Teoría de Lewis.

Perfecto, ahora que conoce más acerca de este tema, es momento de continuar con el estudio del indicador de acidez, en donde comprenderemos que la escala de pH es una unidad de medida de alcalinidad o acidez de una solución.

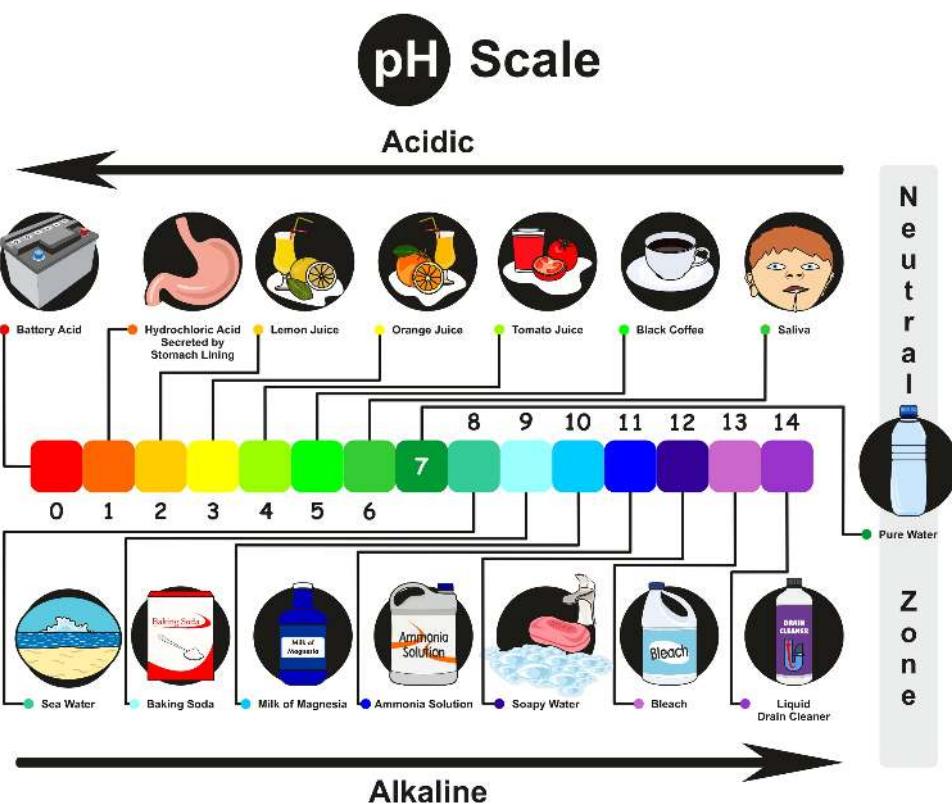
12.4. Escala de pH

El pH indica el grado de acidez de una sustancia, es decir, la concentración de iones $[H^+]$ y se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$ de una sustancia:

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

Analice con detenimiento la siguiente figura, en la misma se evidencia que para la medición de la acidez se ha establecido la escala de pH, la cual clasifica a las sustancias como ácidas, básicas o neutras de acuerdo a una escala numérica que oscila entre 0 y 14.

Figura 33
Escala de pH



Nota. Tomado de *Escala de pH* [Ilustración], por udaix, 2018, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

Las sustancias cuyo pH es 7 son consideradas neutras; y aquellas que se encuentren más cercanas a la neutralidad son menos ácidas y menos básicas o alcalinas. Lo contrario ocurre cuando están alejadas de 7, es decir, “cuanto más bajo es el pH, más ácida es la solución y cuanto más alto es el pH, más alcalina es la solución.” (Burns, 2011, p. 489)

El pH de nuestros jugos gástricos tiene un valor de 1,4 y una concentración de protones de 0,0398 molar. ¿Cómo es posible que con esa acidez tan alta (pH bajo) no nos haga daño? (Universidad de Chile, 2020)

Ponga atención al ejemplo que se desarrolla a continuación:

¿Cuál es el pH de una solución con concentración de iones $[H^+] = 1 \times 10^{-6}$? ¿Es ácida o básica?

1. Para el desarrollo del ejercicio se parte de la fórmula general:

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

2. Se sustituyen los datos y se obtiene la respuesta:

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

$$pH = -\log [1 \times 10^{-6}]$$

$$pH = 6$$

La solución, cuya concentración de iones de $[H^+]$ es 1×10^{-6} , tiene un pH igual a 6, por lo tanto, es una solución ácida.



Para mayor comprensión de este tema, remítase al video, [¿Cómo calcular el pH y el pOH?](#) Analice el ejemplo 16.11 desarrollado por el autor y practique en su calculadora los pasos para introducir los datos y determinar el valor del pH de una solución.

Con la lectura, usted profundizó el conocimiento acerca del uso de la calculadora científica para el cálculo del pH de una solución a partir de la fórmula dada. No es complicado si se manejan correctamente los datos, al contrario, resultan ser atractivos debido a que potencian las habilidades y buen desenvolvimiento al momento de efectuar este tipo de cálculos.

De esta manera y posterior al estudio realizado, es relevante llevar a cabo la actividad de aprendizaje que se encuentra al final de la semana. ¡Éxitos en su labor!

Una vez que conoce la definición y la escala de pH, es momento de introducirnos en el tema de las conversiones de pH y pOH. ¡Adelante!



12.5. Conversiones de pH y pOH

En el apartado anterior se indica que el pH muestra la concentración de iones $[H^+]$. De forma análoga, el pOH se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones $[OH^-]$:

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

Para determinar los valores de pH y pOH se utiliza la siguiente fórmula:

$$pH + pOH = 14$$

Para una mayor comprensión de lo explicado anteriormente, observe y analice el siguiente ejemplo.

¿Cuál es el pOH de una solución cuyo pH es igual a 6?

Se remplazan los valores en la fórmula general:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 6$$

$$pOH = 8$$

La solución tiene un pH de 6 y un pOH igual a 8.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de comprobar si ha conseguido interiorizar los contenidos analizados, realizando las siguientes actividades de aprendizaje:

1. Revise los artículos digitales, [Velocidad de reacción](#) y [Equilibrio químico](#) y con ayuda de la herramienta digital [Mindmap](#) realice un mapa mental que le permita resumir la información respecto a los

factores que influyen en la reacción química: frecuencia de colisión, orientación y energía de activación.

2. En la plataforma [Teoría de colisiones](#), observe lo que sucede cuando la orientación de los átomos es desfavorable y la energía muy alta, y responda los siguientes planteamientos:

- ¿Se produce la reacción química?
- Ahora pruebe con una orientación favorable y una energía baja. ¿Fue posible la reacción? ¿La velocidad es la misma?
- ¿Cuáles considera usted que son las condiciones adecuadas para que se produzca una reacción química?

Esta actividad, a través de los materiales educativos multimedia, le permitió conocer en profundidad acerca de la velocidad de reacción y las condiciones para que se produzcan las reacciones químicas: el choque, la energía de activación y la orientación adecuada. Es claro determinar que, si la orientación no es la correcta y la velocidad es baja, no se produce la colisión, no se rompen las moléculas y, por lo tanto, no se forman los enlaces químicos.

3. Con la información proporcionada en la guía didáctica y demás recursos sobre la velocidad de reacción y equilibrio químico, elabore un organizador gráfico, utilizando la herramienta [Goconqr](#), donde destaque los cambios que se producen en el sistema al variar la concentración, temperatura y presión. Con esta actividad usted tiene claro que, si a un sistema en equilibrio se le aplica una perturbación por diversos factores, el equilibrio se desplazará con el fin de aplacar dicha perturbación.
4. Ingrese al documento pedagógico [Química](#). Es un documento elaborado por el Ministerio de Educación. Realice la lectura comprensiva de las páginas 174 a la 179, las cuales hacen referencia a las teorías de ácidos y bases. Tome nota de aquellos puntos que usted considere importantes.



5. Determine las diferencias entre las definiciones de ácidos y bases realizadas por Arrhenius, Brønsted – Lowry y Lewis. Para ello, utilice el cuadro propuesto a continuación:

Definiciones de ácidos y bases

Criterio	Arrhenius	Bronsted - Lowry	Lewis
Definición de ácido			
Definición de base			
Reacción ácido base			
Limitaciones			

6. Revise el simulador [Escala de pH](#) y navegue por cada una de las opciones que este simulador le ofrece. Luego realice la medición del pH de las siguientes sustancias y determine si es ácido o base:

Medición del pH

Solución	pH	Ácido/base
Jabón de manos		
Sangre		
Jugo de naranja		
Ácido de batería		
Leche		
Agua		

Con esta herramienta tecnológica, usted profundiza sus conocimientos respecto al pH de algunas sustancias utilizadas en la vida cotidiana. Es importante considerar que este valor difiere cuando se encuentra diluido. En el simulador se muestra el ejemplo del jabón de manos, que al ser diluido en un volumen de 500 mL tiene un valor de pH de 9,69 y al incrementar a 1000 mL, el valor cambia a 9,39.



7. Existen diversos instrumentos para medir el pH de una solución. Desde tirillas de papel con escalas de colores hasta soluciones indicadoras y pHmetros. Con esta premisa, lo invito a desarrollar las siguientes actividades:



a. Ingrese al libro [Química](#) elaborado por el Ministerio de Educación y analice la información referente a los indicadores de pH, disponible desde la página 163 hasta la página 165.



b. En el simulador interactivo [ácido – base](#), utilice el pH-metro y el papel indicador para determinar el pH de las siguientes soluciones:



Determinar el pH



Solución	pH-metro	Papel indicador
Agua		
Ácido fuerte		
Ácido débil		
Base fuerte		
Base débil		



c. Ahora, interactúe con el simulador [Indicadores ácido-base](#). Lea las instrucciones para utilizar esta herramienta y finalmente resuelva el test propuesto.



Las actividades antes desarrolladas, a través de los recursos educativos multimedia, le permitieron conocer las diferentes técnicas para determinar el valor del pH de las soluciones; es así que al utilizar el pH-metro usted podrá obtener valores exactos y precisos a diferencia de usar papel indicador en donde los valores fluctúan en escalas de números enteros.



Seguro que con el desarrollo de esta actividad consolida el conocimiento de los ácidos y bases. ¡Felicitaciones!

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

8. Finalice su trabajo con el desarrollo de la autoevaluación.



Autoevaluación 12

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. **Un ácido en solución acuosa puede tener un sabor:**

- a. Dulce.
- b. Agrio.
- c. Amargo.

2. **Las bases se caracterizan por tener:**

- a. Sabor amargo, disolver sustancias y ser suaves al tacto.
- b. Sabor amargo, disolver grasas y ser suaves al tacto.
- c. Sabor amargo, disolver ácidos y ser suaves al tacto.

3. **Según Arrhenius, una solución es una base si:**

- a. Produce iones hidronio en el agua.
- b. Produce iones hidróxido en agua.
- c. Libera protones en el agua.

4. **Bronsted y Lowry definieron a una base como toda aquella capaz de:**

- a. Aceptar un protón.
- b. Aceptar un par de electrones.
- c. Rechazar un par de electrones.

5. **El concepto de ácido y base conjugados se origina a partir de la teoría ácido base de:**

- a. Arrhenius.
- b. Brönsted y Lowry.

- c. De ambas.
6. La combinación de un ácido débil con una base fuerte, produce disoluciones _____ con un pH _____ a 7 debido a una concentración de (OH^-)
- a. Básicas, mayor a 7.
 - b. Ácidas, mayor a 7.
 - c. Básicas, menor a 7.
7. El pH de una disolución cuya concentración de $[OH^-]$ es igual a $7.2 \times 10^{-12} M$ es:
- a. 10.14
 - b. 11.14
 - c. 2.86
8. El pH del agua es:
- a. Neutro.
 - b. Ácido.
 - c. Base.
9. El jugo gástrico tiene un pH de 1.5 por lo que puede ser considerado como:
- a. Base fuerte.
 - b. Ácido fuerte.
 - c. Ácido débil.
10. Una sustancia que se disocie en iones H^+ puede definirse como un/a _____ con un pH _____ a 7:
- a. Ácido | pH menor a 7.
 - b. Base | pH menor a 7.
 - c. Ácido | pH mayor a 7.



[Ir al solucionario](#)



¡Felicitaciones! Su dedicación y empeño le están permitiendo alcanzar los resultados de aprendizaje. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 15

Unidad 13. Planificación didáctica

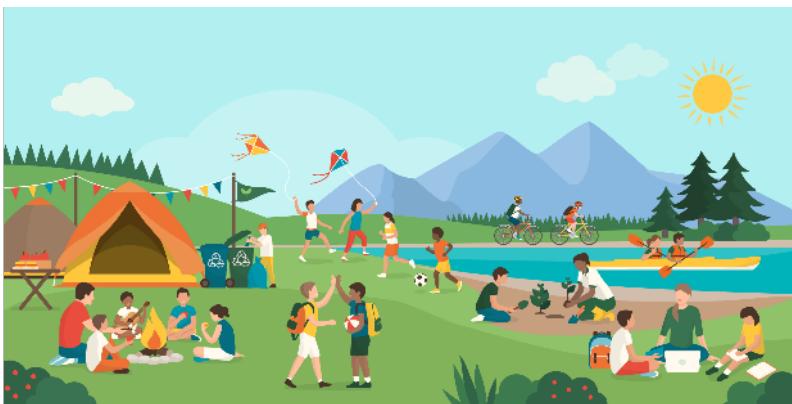
13.1. Consideraciones generales

Para finalizar el estudio de la asignatura, ahora corresponde revisar la unidad 13. Planificación didáctica, teniendo presente que en este proceso el docente organiza, diseña, articula las actividades que se llevarán a cabo durante el proceso de enseñanza-aprendizaje, además reflexiona y toma decisiones oportunas de acuerdo a las necesidades de los educandos para lograr un aprendizaje significativo, todo esto considerando que los ambientes para el aprendizaje no empiezan ni terminan en el aula o en la escuela, ventajosamente hoy estamos seguros de que el aprendizaje se da a lo largo de toda la vida y que se aprende a cada momento y en todos los escenarios de esta. Concretamente, refiriéndonos a nuestros niños y jóvenes, ellos aprenden al comprar en la tienda de la comunidad, al jugar con sus vecinos, cuando comparten el trabajo en el campo con sus familias, acompañan a sus padres a la feria semanal en el mercado, participan en una caminata por los senderos ecológicos, ayudan en los quehaceres de la casa, cuidan de sus hermanos, visitan un zoológico, disfrutan de la playa, así como, a través de los ambientes virtuales que permiten el desarrollo del proceso educativo a través del uso de Tecnologías de la Información y la Comunicación; en fin, aprenden en todos

los momentos de la vida. Esta concepción del aprendizaje es muy valiosa a la hora de aprovechar los ambientes que maravillosamente nos brinda la naturaleza, la comunidad y los espacios virtuales.

Figura 34

Ambiente de aprendizaje real



Nota. Tomado de *Ambiente de aprendizaje real* [Ilustración], por elenabsl, 2019, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

13.2. Generalidades del currículo

Antes de iniciar, es importante partir de la conceptualización del currículum, al respecto, Merino (2007, p. 123) da a conocer que es el “conjunto estructurado de objetivos, actividades escolares y extraescolares, y métodos didácticos y de evaluación englobados en una secuencia completa de un curso académico, o a lo largo de varios cursos sucesivos”. De la misma manera, la Unesco, citado por Peñaloza (1995, p. 14), señala que: “currículo son todas las experiencias, actividades, materiales, métodos de enseñanza y otros medios empleados por el profesor o tenidos en cuenta por él, con el objeto de alcanzar los fines de la educación”. Asimismo, Tyler, citado en Jara (2011), resalta que el currículo es un “proceso a través del cual se determinan los fines institucionales, las experiencias educativas”.

Entre las funciones principales del currículo se señalan:

- Hacer explícitas las intenciones del sistema educativo.
- Servir como guía para orientar la práctica pedagógica.

Al momento de llevar a cabo una programación pedagógica es importante tener presente lo que expresa Merino (2007) quien considera que la programación es el conjunto de técnicas específicas que se debe tener en cuenta para estructurar de forma coherente todo o parte del currículum escolar, dentro de un nivel determinado.

Distingue diferentes programaciones:

- Programación larga, que afecta a un año escolar.
- Programación corta, referida a una unidad didáctica o a un período de clase.
- Programación horizontal, realizada por el profesorado de las distintas materias o asignaturas englobadas en un nivel concreto.
- Programación vertical, de una asignatura determinada en las distintas etapas de la enseñanza.
- Programación interdisciplinar, se realiza entre dos o más asignaturas, con objeto de localizar puntos de contacto o aspectos que se pueden estudiar simultáneamente, desde varios puntos de vista.

En este mismo contexto, el autor antes citado refiere que, el diseño de una unidad es determinar **qué se va a enseñar y cómo se va a enseñar**, siendo esta actividad importante para el docente que lo realiza, además, es el escenario en donde se pone en juego todas las convicciones y la preparación para el ámbito profesional docente.

Asimismo, expresa que, las nuevas orientaciones curriculares desde el punto de vista constructivista dan a conocer que el profesor debe implicarse en la toma de decisiones sobre el desarrollo curricular y específicamente en el diseño de las unidades didácticas, sin dejar de lado el valor de los textos y otros medios de información como recursos de enseñanza – aprendizaje de la asignatura a impartirse.

Frente a ello es importante considerar el **para qué** desarrollar el componente curricular, al respecto, Torres (2008, p. 72) expone que esto permite:

- Diversificar el currículo nacional, a fin de adecuarlo a cada contexto específico.
- Optimizar la formación integral de los educandos, en un contexto real y coherente.
- Aprovechar las experiencias e iniciativas de los docentes, fomentando el trabajo en equipo.
- Mejorar la calidad de trabajo académico o técnico- pedagógico del personal docente y directivo.
- Incorporar las innovaciones científicas y tecnológicas.
- Incorporar aportes de los expertos, instituciones y comunidad, entre otros.

En el siguiente video de [presentación general del currículo 2016](#) observará el reajuste realizado a la propuesta curricular de 2010, así como, las principales características de la organización curricular y la selección de contenidos básicos (destrezas con criterios de desempeño) todo ello encaminado a que los docentes/futuros docentes lo tengan presente al momento de planificar la acción educativa, es decir, que piense en lo que va a hacer, en lo que deberán hacer sus estudiantes, en los recursos/ materiales necesarios y en la metodología que mejor se adapte al tipo de tareas por realizar.

Perfecto, ahora que conoce más acerca de este tema, es momento de continuar con el estudio de la planificación didáctica, en donde comprenderemos cómo esta se constituye en la hoja de ruta de la ejecución curricular en el aula.

13.3. Planificación didáctica

La **planificación didáctica/plan de clase** resulta de vital importancia, pues constituye la hoja de ruta de la ejecución curricular en el aula, en cuanto considera el objetivo de unidad, la destreza con criterio de desempeño, las

actividades de aprendizaje, las actitudes aspiradas, los recursos y los criterios de evaluación del aprendizaje, todos articulados en coherencia con el proyecto educativo institucional en el que se expresa la misión y visión de una institución educativa que contiene, además, los aspectos epistemológicos, sociológicos y psicopedagógicos adoptados por la institución.

Figura 35
Planificación docente



Nota. Tomado de *Planificación docente* [Ilustración], por Iconic Bestiary, 2019, [Shutterstock](#). CC BY 4.0.

En la planeación de un proceso educativo es necesario aclarar algunos conceptos sobre aprendizaje, enseñanza, planificación, etc., para en función de ello desarrollar un sistema coherente, pertinente y articulado de clase. A continuación, se exponen algunas ideas válidas para este proceso:

- La clase es un sistema porque tiene elementos y se interrelacionan, cuando organizamos una clase, es pertinente ubicar cuáles serían los elementos (objetivos, destrezas con criterio de desempeño, actividades de aprendizaje, recursos, evaluación) que en ese sistema se van a interrelacionar.
- La planificación microcurricular es la herramienta curricular que dinamiza el proceso enseñanza-aprendizaje, en la que sus elementos se relacionan de manera coherente.

En este mismo contexto, Zabalza (2003) expresa que **planificar la enseñanza** significa:

Tomar en consideración las determinaciones legales (los descriptores), tomar en consideración los contenidos básicos de nuestra disciplina (las *common places*, aquello que suelen incluir los manuales de la disciplina), tomar en consideración el marco curricular en que se ubica la disciplina (en qué plan de estudio, en relación con qué perfil profesional, en qué curso, con qué duración), tomar en consideración nuestra propia visión de la disciplina y de su didáctica (nuestra experiencia docente y nuestro estilo personal), tomar en consideración las características de nuestros alumnos (su número, su preparación anterior, sus posibles intereses) y tomar en consideración los recursos disponibles.

Para ampliar la temática lo invito a revisar el documento [orientaciones generales para la planificación curricular](#), en el mismo se expone la base conceptual del proceso de planificación curricular partiendo de ideas claves referentes a: qué es una competencia, cómo se produce el aprendizaje, y una descripción amplia de los elementos, características y consideraciones generales al momento de planificar.

La Planificación Microcurricular es un documento cuyo propósito es desarrollar las unidades de planificación desplegando el currículo en el tercer nivel de concreción, manifiesta los lineamientos previstos por cada institución educativa en el Proyecto Curricular Institucional (PCI) constituyendo un referente para la práctica educativa. Los formatos propuestos por la autoridad nacional de educación en relación con esta planificación, son referenciales, las instituciones educativas pueden crear sus propios formatos, tomando en cuenta los elementos esenciales: *fines, objetivos, contenidos, metodología, recursos y evaluación*, así como las adaptaciones curriculares que se realizarán para atender a estudiantes con necesidades educativas asociadas o no a la discapacidad (Ministerio de Educación, s.d.).



Para profundizar en la temática lo invito a revisar el [Instructivo para planificaciones curriculares para el sistema nacional de educación](#), en el que se describe los elementos curriculares y las principales características que nos ayudarán a entender el significado de la planificación curriculares en sus diferentes niveles de concreción, además, nos brinda información, así como, ejemplos de planificaciones para llevar el currículo al aula.

Finalmente, en los siguientes videos, docentes del Departamento de Ciencias de la Educación de la Universidad Técnica Particular de Loja brinda una explicación detallada acerca de los elementos de la planificación curricular, así como, la descripción de un ejemplo de planificación de unidad didáctica para el área de Ciencias Naturales.

- [Elementos de la planificación curricular.](#)
- [Ejemplo de planificación de unidad didáctica.](#)

Le invito a observar los videos educativos antes expuestos, estos se constituyen en la base para comprender el proceso de planificación, teniendo presente cada institución educativa pueden crear sus propios formatos, pero sin dejar de lado aquellos elementos esenciales tales como: fines, objetivos, contenidos, metodología, recursos y evaluación.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es hora de reforzar los conocimientos adquiridos resolviendo las siguientes actividades:

1. Elabore un plan de clase para la asignatura de Química, dirigido a estudiantes de tercer curso de bachillerato, tomando en consideración la siguiente destreza con criterio de desempeño:

- Analizar y deducir a partir de la comprensión del significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes

ámbitos de la vida, como la aplicación de los antiácidos y el balance del pH estomacal, en la industria y en la agricultura, con ayuda de las TIC.

Para elaborar la planificación se recomienda revisar las siguientes herramientas educativas para planificación y ejecución curricular:

- [Ejemplos de planificaciones](#) en el mismo encontrará una variedad de ejemplos que le permitirán contar con elementos de juicio al momento de elaborar la planificación.
- [Guía para la implementación del currículo de Ciencias Naturales](#) brinda herramientas oportunas para concretar lo propuesto en cada una de las asignaturas que integran al área de Ciencias Naturales a nivel micro curricular.

¿Cómo le fue? Seguro que alcanzó buenos resultados y logró asimilar los conocimientos referentes al tema. Recuerde que estas actividades en el futuro las podemos utilizar cuando usted ejerza su profesión como docente.

Nota. Por favor, complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

2. De seguro estará listo para poner en práctica los conocimientos desarrollando la autoevaluación de la unidad 13.



[Autoevaluación 13](#)

Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y responda según corresponda.

1. Describir un elemento y su clasificación sobre la base de la observación del material audiovisual histórico y de la identificación de su estructura básica corresponde a un ejemplo de una:

a. Destreza con criterio de desempeño.



- b. Actividad de evaluación.
- c. Estrategia metodológica.
- 2. El coordinador del área de Ciencias Naturales solicita a los docentes llevar a cabo el proceso de planificación, durante la reunión pregunta a Carlos, docente de Química, qué característica identifica a las estrategias metodológicas. En este contexto, si usted fuese el docente que opción seleccionaría.**
- a. Actividades metodológicas que permiten el desarrollo de la destreza con criterio de desempeño, guardan relación con todos los componentes curriculares propuestos.
- b. Recursos educativos para emitir juicios de valor sobre la validez del proceso de enseñanza, integra a los elementos tales como: área, año lectivo, año de EGB o Bachillerato, título del bloque y otros.
- c. Instrumentos de evaluación para emitir juicios acerca del proceso de aprendizaje, considera a los recursos bibliográficos utilizados en el proceso educativo.
- 3. Las destrezas con criterio de desempeño se caracterizan porque:**
- a. Orientan el planteamiento de las actividades al momento de desarrollar las unidades de planificación.
- b. Evalúan el avance de los estudiantes en el trabajo que se desarrolla en cada unidad de planificación, determinadas por los docentes de acuerdo a los objetivos de cada unidad de trabajo.
- c. Expresan el saber hacer, los conocimientos asociados y el nivel de profundidad con una o más acciones que deben desarrollar los estudiantes.
- 4. En una planificación curricular los recursos se caracterizan porque son:**
- a. Elementos necesarios para llevar a cabo la planificación y se seleccionan con anterioridad para así asegurar su pertinencia.



- b. Elementos importantes de la planificación; desarrollan el saber hacer, los conocimientos asociados y el nivel de profundidad.
- c. Actividades orientadas al desarrollo de las destrezas con criterios de desempeño con acciones realizadas por los estudiantes.
5. **El docente de tercero de bachillerato se encuentra planificando para un tema de Química, en la misma plantea actividades para las etapas de Planeación, Desarrollo y Evaluación, en este contexto, y en el marco de la etapa de evaluación, identifique la característica que representa al elemento curricular *Actividades de evaluación*.**
- a. Acciones que desarrollan el saber hacer, los conocimientos asociados y el nivel de profundidad.
- b. Acciones que cumplen los estudiantes y desarrollan las destrezas con criterios de desempeño.
- c. Evidencias que permiten recabar y validar los aprendizajes con registros concretos.
6. **En reunión mantenida, el coordinador del área de Ciencias Naturales solicita al grupo de docentes que al momento de planificar revisen la base conceptual de cada uno de los elementos curriculares; sin embargo, pregunta al grupo, qué caracteriza a un *indicador de evaluación*. Si usted fuese uno de los docentes que opción seleccionaría.**
- a. Son los requisitos mínimos de dominio de las destrezas con criterio de desempeño.
- b. Son actividades que guardan relación con todos los componentes curriculares.
- c. Son acciones vitales porque contienen el saber hacer y los conocimientos asociados.
7. **El director de la institución educativa solicita a los docentes que al momento de elaborar las planificaciones incorporen recursos informativos provenientes de fuentes de información primaria (físicos o multimedia) útiles para llevar a cabo una investigación, en este**



contexto, identifique y seleccione correctamente la característica que identifica al elemento de curricular *Bibliografía*.



- a. Elementos necesarios para llevar a cabo la planificación, se seleccionan con anterioridad para así asegurar su pertinencia.
- b. Recursos utilizados en el proceso de enseñanza-aprendizaje, que emplearán tanto los docentes como los estudiantes.
- c. Evidencias que permiten recabar y validar los aprendizajes de los estudiantes con registros concretos.

8. Los profesores de tercero de bachillerato son convocados a una reunión con la finalidad de planificar a nivel micro curricular, es decir, están realizando una previsión objetiva y ordenada de lo que se quiere enseñar, ellos planifican el:



- a. Proyecto educativo.
- b. Plan de clase.
- c. Plan operativo.

9. Los profesores del área de Ciencias Naturales se reúnen para seleccionar y organizar las actividades de aprendizaje incluyendo enfoques que permitan al estudiante desarrollar destrezas. Ellos están planificando a nivel:



- a. Macrocurricular.
- b. Microcurricular.
- c. Mesocurricular.

10. El éxito de una buena planificación didáctica o plan de clase depende de que:



- a. Los elementos utilizados tengan total coherencia entre sí.
- b. Se planifique según la hora pedagógica de 45 minutos.
- c. Se planifique con un formato único a nivel nacional.

[Ir al solucionario](#)

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje. Recuerde, en caso de tener alguna duda, le recomiendo realizar una nueva revisión de los temas planteados en la unidad o comunicarse con el docente a través de los diferentes canales de comunicación establecidos. Con ello finalizamos esta unidad.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 16

Actividades finales del bimestre

Iniciamos esta semana de revisión de contenidos estudiados durante este segundo bimestre, es importante reforzar nuestro aprendizaje repasando cada uno de los temas de las unidades 8 a la 13 tanto la información del aula virtual como los contenidos la guía didáctica y la bibliografía básica; apoyémonos con el desarrollo de las actividades recomendadas, las autoevaluaciones y los apuntes que serán de gran apoyo para alcanzar resultados sobresalientes en la evaluación presencial.

Ahora sí, con ello usted ha alcanzado los resultados de aprendizaje establecidos en este bimestre, ya que interpreta la base teórica de la química general en la resolución de problemas y ejercicios prácticos y reconoce la importancia en la vida cotidiana de igual forma aplica estrategias didácticas en la enseñanza de los contenidos disciplinarios de la química.

¡Muy bien, lo felicito!





4. Autoevaluaciones

Autoevaluación 1

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	Se define a la masa como la cantidad de materia que tiene un cuerpo, a diferencia del peso, que es la acción que ejerce la gravedad sobre un cuerpo.
2	c	En la fotosíntesis se producen cambios químicos debido a que a partir de reacciones químicas se obtienen sustancias nuevas, en este caso, el oxígeno.
3	b	La sustancia pura, formada por elementos químicos en proporciones fijas se lo conoce como compuesto.
4	c	Material
5	c	El elemento se diferencia del compuesto por el tipo de átomos. En el primero son idénticos y en segundo son átomos diferentes.
6	V V F V	El compuesto se forma por el mismo tipo de elementos. La solución es una mezcla homogénea. El agua es un compuesto químico formado por H y O. Las propiedades químicas se evidencian a partir de los cambios químicos.
7		Estado sólido: forma definida y volumen definido. Estado líquido: forma indefinida y volumen definido. Estado gaseoso: forma indefinida y volumen indefinido.
8		Las propiedades FÍSICAS caracterizan a una sustancia sin alterar su composición, a diferencia de las propiedades QUÍMICAS en las que, para ser observadas, es necesario que ocurra un cambio en la composición de la sustancia. Estas dos propiedades se las conoce también como propiedades INTENSIVAS; en el caso de las propiedades EXTENSIVAS dependen de la cantidad de la muestra analizada.
9	a b a d b c	Mezcla homogénea: mayonesa Mezcla heterogénea: ensalada césar Mezcla homogénea: solución de cloro Compuestos: ácido sulfúrico Mezcla heterogénea: piedras y madera Elementos: azufre

10

Las sustancias puras están compuestas de la misma clase de materia; las mezclas están constituidas por dos o más sustancias puras donde cada una de ellas conserva su propia identidad química.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 2

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	Una de las unidades de medida de temperatura es Kelvin.
2	c	Las unidades empleadas para medir la masa son los gramos y sus múltiplos y submúltiplos.
3	c	Todos los dígitos distintos de cero son significativos.
4	d	Cinco cifras significativas.
5	c	Siete cifras significativas.
6	b	La cifra 0.07864 redondeada a tres cifras significativas es 0.0786.
7	c	$169,6 \text{ g}$ $1,18 \times 10^6$
8		$4,35 \times 10^7$ $8,277 \times 10^{-3}$
9		$1528,55 \text{ m/min}$ $3,20 \text{ kg/dm}^3$
10		10 $2,9 \times 10 \text{ ug/ml}$

[Ir a la autoevaluación](#)

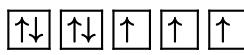


Autoevaluación 3

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	Los isótopos son átomos de un mismo elemento con un número atómico igual pero diferente masa.
2	d	El número atómico es igual a la suma de los protones existentes en el núcleo del átomo.
3	d	La masa atómica se define por la suma de los protones y neutrones existentes en el átomo.
4	c	La nomenclatura hace referencia a nombrar a los elementos y compuestos.
5	b	El carbono 12 difiere del carbono 14 por el número de neutrones.
6	a	$6,02 \times 10^{23}$
7	c	Metales alcalinos
8	c	Dentro de la tabla periódica, los gases nobles están ubicados al extremo derecho.
9	b	El hidrógeno es considerado un no metal, a pesar de estar ubicado en la tabla periódica dentro del grupo de metales.
10	d	Los periodos en la tabla periódica comienzan con elementos del grupo IA.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 4

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	El fósforo tiene 5 electrones de valencia en su nivel 3.
2	d	
3	a, c	El conjunto de orbitales con el mismo valor de n se conoce como capa electrónica, y los electrones que estén ubicados en el nivel más alejado del núcleo se los conoce como electrones de valencia.
4	V F V V	Schrodinger señaló que los electrones realizan movimientos ondulatorios. Thomson fue quien comparó al átomo como un pudín de pasas. Luego de múltiples investigaciones, Heisenberg establece la teoría de que no es posible determinar la posición y energía de un electrón. Rutherford señaló que el átomo tiene un núcleo central con carga positiva.
5	b	El modelo de Thomson señala que las cargas negativas giran en órbitas circulares alrededor de una esfera de electricidad positiva.
6	b	Es un ion positivo, debido a que tiene tres protones y dos electrones.
7		<ul style="list-style-type: none">▪ Hierro: Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ Electrones de valencia: 2▪ Boro: Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^1$ Electrones de valencia: 3



▪ Nitrógeno:



8

▪ Ion Cl⁻:



9

Co : [Ar] $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ [Ar]3d⁷4s²

10

El cobalto tiene en su cuarto nivel de energía, dos electrones de valencia.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 5

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Los compuestos están formados por dos o más elementos en proporciones definidas.
2	b	Los óxidos básicos se forman por la combinación de un elemento metal más oxígeno.
3	b	Si el anión en el ácido termina en URO, el compuesto se nombra con la palabra ácido seguido del anión, cambiando la terminación por HÍDRICO.
4	b, c	ácido sulfuroso y ácido sulfúrico ácido trioxosulfúrico (IV) y ácido tetraoxosulfúrico (VI)
5	c	Se intercambian los números de oxidación y se forma el óxido de aluminio: Al_2O_3
6	b	Óxido de azufre (IV). El azufre trabaja con valencia 4 y el oxígeno con valencia 2.
7		HClO: 1 HClO ₂ : 3 HClO ₃ : 5 HClO ₄ : 7

Compuestos iónicos

Compuestos	Nombre	Catión	Anión
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de zinc Bis[trioxonitrito (V)] de zinc Nitrato cíncico	Zn^{2+} ion zinc	NO_3^- ion nitrato
Li_3PO_4	Fosfato de litio Tetraoxofosfato (V) de trilitio Fosfato lítico	Li^+ ion litio	PO_4^{3-} ion ortofosfato o fosfato
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de aluminio Trihidróxido de aluminio Hidróxido alumínico	Al^{3+} ion aluminio	OH^- ion hidróxido

Pregunta Respuesta Retroalimentación

9 Nitrato de sodio, Ácido yódico, Carbonato de calcio, Ácido sulfúrico, Hidróxido de Calcio, Carbonato de potasio, Nitrato de litio, Fosfano, Sulfato de potasio, Óxido de zinc

10 AuCl_3 , AgNO_2 , H_2S , BCl_3 , H_2O_2 , Au_2O_3 , SbH_3 , AlCl_3 , AgBr , NaOH

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 6

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	Enlace	Cuando dos o más átomos se unen para conseguir una estructura de mayor estabilidad, se dice que entre ellos hay un enlace.
2	Gas noble	Los átomos se unen para conseguir una estructura más estable. Para lo cual tienen que conseguir que su última capa de electrones sea igual que la de un gas noble.
3	Cede	El enlace iónico se produce cuando un átomo cede electrones a otro átomo.
4	Positiva Negativa	En el enlace iónico, el átomo que cede electrones adquiere carga positiva debido a que tiene más protones que electrones, mientras que el átomo que recibe electrones adquiere carga negativa porque tiene más electrones que protones.
5	comparten	El enlace covalente se produce cuando los átomos comparten electrones para conseguir completar su última capa.
6	a	Es un enlace iónico, ya que el cloro recepta el electrón donado por el otro átomo.
7	c	Es un enlace covalente ya que comparten un par de electrones.
8	b c a	No metal con no metal forma un enlace covalente. Metal con no metal forman un enlace iónico. Metal con metal forman un enlace metálico.
9	a	El flúor es el elemento más electronegativo por su ubicación en la tabla periódica.
10	a	Se produce un enlace iónico debido a que el sodio es un metal y el cloro es un no metal.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 7

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	La espina de pescado es una técnica gráfica de análisis causal y articulado de un problema, el procedimiento termina con la presentación de una estrategia de solución.
2	b	El organizador previo es una estrategia de aprendizaje cuya representación tiende un puente cognitivo y hace más accesible y familiar el contenido.
3	a	Las ilustraciones son representaciones visuales de objetos o situaciones sobre una teoría o tema específico que facilitan la codificación visual de la información.
4	c	Las preguntas intercaladas son aquellas que mantienen la atención y favorecen la práctica, la retención y la obtención de información relevante.
5	a	El ABP es una didáctica contemporánea funcional que enseña a los estudiantes a solucionar problemas reales y significativos, una de las etapas del proceso cíclico es la identificación de necesidades de aprendizaje. Observe el video.
6	a	La Ilustración facilita la codificación visual de la información.
7	F	Los organizadores previos presentan información de tipo introductorio y contextual. Tienden un puente cognitivo entre la información nueva y la previa.
8	F	Las estrategias de aprendizaje son la secuencia de las operaciones cognoscitivas que el estudiante desarrolla para procesar la información.
9	V	En el Flipped Classroom y de acuerdo con la Taxonomía de Bloom revisada, las habilidades del pensamiento analizar, evaluar y crear corresponden al orden superior. Observar el video.
10	F	Las estrategias didácticas son el sistema de acciones y operaciones, tanto físicas como mentales, que facilitan la confrontación (interactividad) del sujeto que aprende con el objeto de conocimiento.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 8

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	a	Reactivos – productos
2	b	Los átomos de los reactivos se reorganizan y se agrupan de otra manera para dar lugar a los productos.
3	a	N ⁰ cambia a N ²⁻
4	b	Los productos se obtengan más rápidos.
5	c	Los productos se obtengan más rápidos.
6	a	Doble sustitución.
7	a	$C_6H_5OH + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$
8	b	Precipitación, liberación de gases, variación de la temperatura y cambio de color.
9	a	$2Fe + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2$
10	c	$12Cl_2 + 24KOH \rightarrow 20KCl + 4KClO_3 + 12H_2O$

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 9

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	V F F	Verdadero El reactivo límite es el que se consume totalmente durante la reacción química. Las razones molares se determinan con base en la ecuación química balanceada.
2	a	La razón molar entre B y A.
3	b	Gramos de A – masa molar de A – razón molar entre B y A – masa molar de B – gramos de B.
4	d b a c	Reactivos limitantes: se consumen en su totalidad en una reacción. Rendimiento real: cantidad de producto que se obtiene efectivamente de una reacción específica. Rendimiento teórico: Cantidad máxima de una sustancia que puede ser producida por la reacción completa de todo el reactivo limitante. Rendimiento porcentual: relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico.
5	d	Na
6	b	418,46 g
7	c	9,87 moles de cloro y 12,5 moles de hidrógeno.
8	b	cloro
9	a	719,52 gramos
10	a	5,26 gramos de hidrógeno

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 10

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	F V V	Los elementos de una solución son soluto y solvente. Verdadero Verdadero
2	c	Naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura y presión.
3	c	La masa de cualquier disolución es siempre mayor que la de disolvente.
4	c f d b a e	% p/v: gramos de soluto en 100 mL de solución. N: Equivalentes químicos de soluto en mil mL de solución. M: moles de soluto en 1 L de solución. % v/v: mililitros de soluto en 100 mL de solución. % p/p: gramos de soluto en 100 gramos de solución. m: moles de soluto en 1000 gramos de solvente
5	d	sobresaturada
6	a	20,0 %
7	b	3 mL de glicerina y 147 mL de agua
8	c	Añadir 8,3 mL de ácido 6M a la cantidad de agua necesaria hasta completar los 500 mL de disolución.
9	b	0,00423
10	c	1,33 N

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 11

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	Ninguna de las anteriores es correcta. La velocidad de reacción se la conoce como la medida del cambio de concentración por unidad de tiempo.
2	a	La velocidad de la reacción aumenta al incrementarse la concentración de los reactivos.
3	a	Cuando se descompone un reactivo sólido en partículas más pequeñas, la velocidad de la reacción se incrementa.
4	c	La concentración de los reactivos hace referencia al número de moléculas en un espacio determinado. Esto produce mayor número de colisiones.
5	b	La temperatura es la propiedad que permite incrementar la velocidad de desplazamiento de las moléculas.
6	a	Los catalizadores son sustancias que aumentan la velocidad de reacción, sin embargo, no forman parte de los productos obtenidos de la reacción.
7	c	La velocidad de reacción es provocada por el número de colisiones existentes entre las partículas.
8	a	El estado de agregación influye en la velocidad de reacción.
9	c	Los catalizadores, ya que ellos únicamente incrementan la velocidad de la reacción, pero no influyen en el equilibrio químico.
10	a	Al alterar las condiciones de un sistema cerrado reaccionante este tiende a evolucionar en el sentido de restablecer el estado inicial.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 12

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Un ácido en solución acuosa puede tener un sabor agrio.
2	b	Las bases se caracterizan por tener un sabor amargo, disolver grasas y ser suaves al tacto. El jabón es un ejemplo común de este tipo de sustancias.
3	b	Arrhenius estableció dentro de su teoría que las bases producen iones OH ⁻ en el agua.
4	a	Bronsted y Lowry, basados en las limitaciones de Arrhenius definieron a la base como toda aquella capaz de aceptar un protón.
5	b	El concepto de ácido y base conjugados se originó a partir de la teoría ácido báse propuesta por Bronsted y Lowry.
6	a	La combinación de un ácido débil con una base fuerte produce soluciones básicas, cuyo pH es mayor a 7.
7	c	El pH de la solución es igual a 2,86.
8	a	El pH del agua es igual a 7.
9	b	Los jugos gástricos están formados por ácidos fuertes que sirven para desintegrar los alimentos.
10	a	Una sustancia que disocia iones H ⁺ se define como un ácido cuyo pH es menor a 7.

[Ir a la autoevaluación](#)

Autoevaluación 13

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	a	Expresan el saber hacer con una o más acciones que deben desarrollar los estudiantes, estableciendo relaciones con un determinado conocimiento teórico y con diferentes niveles de complejidad de los criterios de desempeño.
2	a	Constituyen procesos metodológicos generadores, que permiten el desarrollo de destrezas con criterios de desempeño.
3	c	Las destrezas con criterio de desempeño expresan el saber hacer con una o más acciones que deben desarrollar los estudiantes, estableciendo relaciones con un determinado conocimiento teórico y con diferentes niveles de complejidad de los criterios de desempeño.
4	a	Los recursos en el marco de la planificación didáctica son los elementos necesarios para llevar a cabo la planificación y se seleccionan con anterioridad para así asegurar su pertinencia.
5	c	Las actividades de evaluación son las evidencias que permiten recabar y validar los aprendizajes con registros concretos.
6	a	Un indicador de evaluación es el requisito mínimo de dominio de las destrezas con criterios de desempeño.
7	b	La bibliografía está integrada por los recursos bibliográficos utilizados en el proceso de enseñanza y aprendizaje, es decir, los materiales bibliográficos y de internet, que emplearán tanto los estudiantes como los docentes, citados de acuerdo a la norma APA.
8	b	El plan de clase es una previsión objetiva y ordenada de lo que se quiere enseñar considerando el objetivo de unidad, la destreza con criterio de desempeño, las actividades de aprendizaje, las actitudes aspiradas, los recursos y los criterios de evaluación del aprendizaje, así como, las adaptaciones curriculares.
9	b	La planificación microcurricular puede ser planteada por unidad o por clase, e incluye enfoques que permiten al estudiante desarrollar destrezas.
10	a	La clase es un sistema porque sus elementos se interrelacionan de manera coherente.

[Ir a la autoevaluación](#)



5. Referencias bibliográficas

Área Ciencias. (s/f). Área Ciencias. Recuperado de <https://www.areaciencias.com/quimica/configuracion-electronica.html>

Bayas, M. (2019). *Química General. Guía didáctica*. Loja: Ediloja Cía. Ltda.

Brown, T. L., LeMay, E. H., Bursten, B., & Burdge, J. (2004). *Química. La ciencia central*. México: Pearson.

Burns, R. A. (2011). *Fundamentos de Química*. México: Pearson.

CGFIE - IPN. (2015). *Apoyo Educativo Virtual*. Recuperado de https://www.aev.difie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema1/tema1.html

Chang, R. (2010). *Química*. México: McGraw Hill.

Cordero, P. (2015). *Estequiometría*. Recuperado de <http://pedrocordero.eu5.org/UNED/QUIMICA-UNED-PONFERRADA/TEST/05-ESTEQUIOMETRIA-TEST.pdf>

Curso para la UNAM. (s/f). *Reacciones de óxido - reducción*. Recuperado de <https://cursoparalaunam.com/reacciones-de-oxido-reducción>

De Zubiría Samper, M. (2007). *Enfoques Pedagógicos y Didácticas Contemporáneas*. Colombia: FiPC.

Del Campo Maldonado, M. D. (2018). ¿Sabías que °C significa grado Celsius y no grado centígrado? *Revista Española de Metrología*. Recuperado de <https://www.e-medida.es/numero-2/oc-significa-grado-celsius-y-no-grado-centigrado/>

Díaz, F., y Hernández, G. (2010). *Estrategias docentes para un aprendizaje significativo: Una interpretación constructivista*. México: McGraw Hill.

EcuRed. (2019). *Enlace Covalente*. Recuperado de https://www.ecured.cu/Enlace_covalente

Escuela de Educación Técnica. (s/f). *Tipos de enlaces químicos*. Recuperado de <https://quimica4toescuelatecnica.wordpress.com/2018/06/19/enlaces-metalicos/>

Ferreiro, R. (2012). *Cómo ser mejor maestro: el método ELI*. Editorial Trillas.

Ferrel, M., Maldonado, A. (2024). *Química I: teoría y problemas resueltos* (1.^a ed.). Editorial Universidad Privada del Valle.

Galiano, J. y Sevillano García, M. (2015). *Estrategias de enseñanza de la Química en la formación inicial del Profesorado*. Education Siglo XXI. Vol. 33, n.^o 1. 215-234. <http://dx.doi.org/10.6018/j/222571>

Gómez del Río, M. I. (2008). *Formulación química inorgánica*. Recuperado de <http://ocw.innova.uned.es/quimicas/pdf/qi/qi02.pdf>

López, A., y Tamayo, O. (2012). Las prácticas de laboratorio en la enseñanza de las ciencias naturales. *Revista Latinoamericana de Estudios Educativos (Colombia)*, 8(1), 145-166. [Fecha de consulta 25 de junio de 2020]. ISSN: 1900-9895. Recuperado de <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=1341/134129256008>

MINEDUC. (s/f). *Química*.

Ortega-Quevedo, V. y Gil, C. (2018). Estudio de aplicación de modelos didácticos de Ciencias Experimentales en un proyecto Comunidad de Aprendizaje. *ReiDoCrea*, (8), 80-94.

Páez, I. (2006). *Estrategias de aprendizaje -investigación documental- (parte A)*. Laurus, 12 (Ext), 254-266.

Petrucci, R. H., Herring, G. F., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2011). *Química General: Principios y aplicaciones modernas*. Madrid: Pearson.

Rivera, L. (2018). *Fundamentos de química aplicados a las ciencias de la salud* (1.^a ed.). Ediciones Unisalle.

Santiago, R. (2015). *The flipped classroom*. Recuperado de <https://www.theflippedclassroom.es/como-el-flipped-learning-esta-cambiando-las-escuelas-y-las-universidades/>

Sevillano Garcia, M. L. (2009). *Competencias para el uso de herramientas virtuales en la vida, el trabajo y formación permanentes*. Madrid: Pearson.

Simes, L. (2018). *Fundamentos de química general: para el ciclo introductorio de medicina* (1.^a ed.). Jorge Sarmiento Editor.

Stocklmayer, S. y Gilbert, J. (2002) *Informal Chemical Education*. En Gilbert, J.; De Jong, O.; Justi, R.; Treagust, D.; Van Driel, J. (Eds.) *Chemical Education: Towards Research-based Practice*. The Netherlands. Kluwer Academic Publishers, 143-164.

Universidad de Chile. (s/f). *Unidad 2. Las disoluciones*. Recuperado de http://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2D101.pdf

Velázquez, R. Alcivar, J. Maldonado, K. (2021). Estrategias docentes de enseñanza-aprendizaje utilizadas en la Educación Superior. *Serie Científica de la Universidad de las Ciencias Informáticas*, 80-95. Recuperado de <https://dialnet.unirioja.es/descarga/articulo/8590480.pdf>

Vílchez, J. M. (Coord.), Benarroch, A., Carrillo, F. J., Cervantes, A., Fernández, M., y Perales, F. J. (2015). *Didáctica de las ciencias para Educación Primaria I. Ciencias del espacio y de la Tierra*. Madrid: Pirámide.

Zuni, E. W. (s/f). Academia. Recuperado de <https://www.academia.edu/5558601/>
[FUNCIONES_QU%C3%8DMICAS_INORG%C3%81NICAS_resumen](#)

Instituto Politécnico Nacional. (s/f). Apoyo Educativo Virtual. Recuperado de https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema1/tema1.html



6. Anexos

Anexo 1. Técnicas de enseñanza

Tabla 1

Taller pedagógico.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento.
¿En qué consiste?	Es una técnica de trabajo grupal, en la cual el grupo de clase se divide en pequeños grupos que oscilan entre 6 y 8 personas, son lo óptimo. Cada uno de ellos trabaja produciendo conocimientos con base en guías, material de apoyo: folletos, libros, revistas, tarjetas, etc.
Objetivos	<ul style="list-style-type: none">▪ Desarrollar destrezas para trabajo en grupos.▪ Desarrollar la capacidad de análisis crítico.▪ Fomentar el respeto al criterio de los demás.▪ Encontrar puntos de convergencia, para llegar a un consenso en las ideas.▪ Fomentar la autonomía en el aprendizaje.▪ Desarrollar hábitos y destrezas de estudio.
Proceso	<ul style="list-style-type: none">▪ Seleccionar la temática para el tiempo determinado.▪ Elaborar documentos de apoyo.▪ Elaborar las fichas de actividades de respuestas.▪ Organizar el grupo de clase de 6 a 8 estudiantes.▪ Instruir y entregar el material de trabajo.
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none">▪ Se debe hacer una lectura de los documentos por parte de los estudiantes.▪ El docente debe dominar la temática, así como, orientar y guiar la participación de los estudiantes durante todo el proceso.

Nota. Guamán, M., 2020.

Tabla 2

Palabra clave.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento
¿En qué consiste?	Sirve para sintetizar o resumir los aspectos generales y centrales de una idea o un tema.
Objetivos	<ul style="list-style-type: none">▪ Leer con atención para detectar las palabras claves.▪ Sintetizar clases y/o lecturas seleccionadas.
Proceso	<ul style="list-style-type: none">▪ Lectura individual del párrafo o párrafos de los que el docente se servirá para dar explicación de un determinado contenido.▪ Terminada la lectura, se insinúa que el estudiante subraye la palabra que considere clave, principal o que sintetiza un determinado párrafo.▪ Lectura de las palabras seleccionadas.▪ Lista de palabras clave.▪ Emplear en redacciones u oraciones cortas.▪ Graficar la palabra clave.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Aplicar bajo la dirección del docente. ▪ Planificar previamente. ▪ Se puede aplicar en clases de lectura dirigida y otras asignaturas.

Nota. Guamán, M., 2020.

Tabla 3

Del redescubrimiento.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento
¿En qué consiste?	Realizar un aprendizaje satisfactorio y efectivo en el cual el estudiante observa, piensa y realiza.
Proceso	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Selección del tema. ▪ Formular preguntas que susciten curiosidad. ▪ Los estudiantes cumplen una serie de experiencias, sin comentar la finalidad que se persigue con las actividades hasta que ellos deduzcan aquello que fue materia de enseñanza. ▪ Se presentan otros casos semejantes, pero en situaciones diferentes a fin de que los estudiantes encuentren una explicación de los mismos.
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Preparar con la debida anticipación todas las actividades de orientación y aprendizaje.

Nota. Guamán, M., 2020.

Tabla 4

Collage.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento
¿En qué consiste?	Es una técnica grafo – plástica que permite crear algo con materiales bidimensionales y tridimensionales, utilizando materiales recuperables; empleada para desarrollar la motricidad fina y la creatividad en los estudiantes.
Objetivos	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Aprovechar los recursos del medio. ▪ Desarrollar la creatividad. ▪ Desarrollar la motricidad fina.
Proceso	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Selección de materiales que se utilizarán. ▪ Explicación clara de lo que se quiere obtener. ▪ Organizar los espacios gráficos determinados. ▪ Crear el collage.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Prever los materiales con anticipación. ▪ Realizar el trabajo en grupos para intercambiar experiencias.

Nota. Guamán, M., 2020.

Tabla 5

Espina de pescado.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento.
¿En qué consiste?	Es una técnica gráfica de análisis causal y articulado de un problema, el procedimiento termina con la presentación de una estrategia de solución, fue inventado por el japonés Ishikawa.
Objetivos	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Identificar un problema o efecto y luego enumerar un conjunto de causas que potencialmente explican dicho comportamiento. ▪ Desagregar con grado mayor de detalle en subcausas útiles al momento de tomar acciones correctivas, dado que, se deberá actuar con precisión sobre el fenómeno que explica el comportamiento no deseado.
Proceso	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Partir de un planteamiento, problema o situación real. ▪ Diseñar un diagrama en espina de pescado: <ul style="list-style-type: none"> ▪ En la cabeza se escribe el problema. ▪ Cada una de las espinas corresponde a una causa principal del problema, en la parte inferior se plantea una posible solución considerando las causas anotadas. ▪ De cada causa principal se pueden tener subcausas
<p>Nota. — Esta técnica es muy utilizada para el análisis grupal de las causas que provocan un problema o situación.</p>	
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Una vez confeccionado el diagrama de Ishikawa o espina de pescado, se recomienda evaluar si se han identificado todas las causas (en particular si son relevantes), y someterlo a consideración de todos los posibles cambios y mejoras que fueran necesarias. ▪ Se propone seleccionar las causas más probables y valorar el grado de incidencia global que tienen sobre el efecto, lo que permitirá obtener conclusiones finales y aportar las soluciones más aconsejables para resolver y controlar el efecto estudiado.

Nota. Guamán, M., 2020.