



UTPL
La Universidad Católica de Loja

Modalidad Abierta y a Distancia

Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica

Guía didáctica



Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Facultad de Ciencias Sociales, Educación y Humanidades

Departamento de Ciencias de la Educación

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

Autora:

Guamán Coronel María De Los Ángeles



Asesoría virtual
www.utpl.edu.ec

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Universidad Técnica Particular de Loja

Sistemas de Conocimiento para la Química General y su Didáctica

Guía didáctica

Guamán Coronel María de Los Ángeles

Diagramación y diseño digital:

Ediloja Cía. Ltda.

Telefax: 593-7-2611418.

San Cayetano Alto s/n.

www.ediloja.com.ec

edilojacialtda@ediloja.com.ec

Loja-Ecuador

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



Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual
4.0 Internacional (CC BY-NC-SA 4.0)

Usted acepta y acuerda estar obligado por los términos y condiciones de esta Licencia, por lo que, si existe el incumplimiento de algunas de estas condiciones, no se autoriza el uso de ningún contenido.

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 licenciatario. **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

Índice

1. Datos de información.....	11
1.1. Presentación de la asignatura	11
1.2. Competencias genéricas de la UTPL	11
1.3. Competencias específicas de la carrera.....	12
1.4. Problemática que aborda la asignatura.....	13
2. Metodología de aprendizaje.....	14
3. Orientaciones didácticas por resultados de aprendizaje.....	15
Primer bimestre	15
Resultado de aprendizaje 1 y 2	15
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje	15
 Semana 1	16
 Unidad 1. Materia y Energía	16
1.1. Materia	17
1.2. Estados físicos de la materia	18
Actividades de aprendizaje recomendadas	19
1.3. Clasificación de la materia	20
1.4. Propiedades y cambios físicos y químicos	22
Actividades de aprendizaje recomendadas	23
Autoevaluación 1	25
 Semana 2	28
 Unidad 2. Mediciones fundamentales	28
2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)	28
2.2. Medición métrica de longitud y aproximaciones	29
2.3. Medición métrica del volumen y conversiones	31
2.4. Medición métrica de la masa y conversiones	32
2.5. La incertidumbre en las mediciones	34

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

2.6. Cifras significativas	35
2.7. Notación científica	36
2.8. Densidad y densidad relativa	38
2.9. Medición de la temperatura	39
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 42
Autoevaluación 2	44
Unidad 3. Periodicidad química: elementos, átomos y tabla periódica.....	47
3.1. Nombres y símbolos	47
3.2. Elementos abundantes y elementos raros	47
3.3. La tabla periódica de los elementos	48
3.4. Propiedades físicas de los elementos	51
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 51
Semana 3	52
3.5. La teoría atómica de Dalton.....	53
3.6. Átomos y partículas subatómicas.....	54
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 55
3.7. Isótopos	56
3.8. Masa atómica de los elementos	57
3.9. Conteo de moles.....	59
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 62
Autoevaluación 3	63
Unidad 4. Estructura atómica: iones y átomos	66
4.1. Modelos atómicos.....	66
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 67
4.2. Niveles energéticos de los electrones	68
4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis	69
4.4. Subniveles energéticos y orbitales.....	70
4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales..	71
 Actividades de aprendizaje recomendadas	 74
Autoevaluación 4	75

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Semana 4	79
Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos	79
5.1. Funciones químicas inorgánicas.....	79
5.2. Tipos de nomenclatura	80
Actividades de aprendizaje recomendadas	81
5.3. Iones monoatómicos	82
5.4. Iones poliatómicos	83
5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos	84
Actividades de aprendizaje recomendadas	85
5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales.....	86
Actividades de aprendizaje recomendadas	88
5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas.	89
Semana 5	90
5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos	90
5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidruros	92
5.10.Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos.....	93
5.11.Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales	95
Actividades de aprendizaje recomendadas	97
5.12.Número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos	98
Actividades de aprendizaje recomendadas	100
5.13.Algunas sustancias químicas y usos.....	101
Actividades de aprendizaje recomendadas	102
Autoevaluación 5	103
Semana 6	107

Unidad 6. Enlaces químicos	107
6.1. Enlaces iónicos.....	107
6.2. Enlaces covalentes.....	109
6.3. Electronegatividad.....	113
6.4. Enlaces metálicos	114
Actividades de aprendizaje recomendadas	115
6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos.....	116
6.6. Puentes de hidrógeno	117
Actividades de aprendizaje recomendadas	118
Autoevaluación 6	120
Semana 7	123
Unidad 7. Estrategias didácticas y técnicas para la enseñanza de las ciencias experimentales.	123
7.1. Introducción.....	123
7.2. Modelos pedagógicos, estrategias y técnicas de enseñanza	127
Actividades de aprendizaje recomendadas	136
Autoevaluación 7	141
Semana 8	144
Actividades finales del bimestre.....	144
Segundo bimestre	145
Resultado de aprendizaje 1 y 2	145
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje	145
Semana 9	145

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

Unidad 8. Reacciones químicas	146
8.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas	146
8.2. Ecuaciones químicas balanceadas	147
8.3. Escritura y balanceo de ecuaciones químicas	148
Actividades de aprendizaje recomendadas	152
Semana 10	156
Actividades de aprendizaje recomendadas	159
8.4. Clasificación de las reacciones	160
Actividades de aprendizaje recomendadas	162
Autoevaluación 8	164
Semana 11	167
Unidad 9. Estequiometria	167
9.1. Razones molares a partir de ecuaciones químicas	168
9.2. Cálculos de mol a mol	169
9.3. Cálculos con moles y masas	171
9.4. Cálculo de reactivo limitante	176
Actividades de aprendizaje recomendadas	178
9.5. Rendimiento porcentual	179
Actividades de aprendizaje recomendadas	181
Autoevaluación 9	182
Semana 12	186
Unidad 10. Soluciones.....	186
10.1.Definición de solución o disolución	186
10.2.Terminología de solubilidad.....	189
10.3.Expresiones de la concentración de las soluciones	190

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

Actividades de aprendizaje recomendadas	194
10.4.Soluciones por dilución.....	208
10.5.Propiedades coligativas de las soluciones.....	210
10.6.Coloideos	211
Actividades de aprendizaje recomendadas	212
Autoevaluación 10	214
Semana 13	217
Unidad 11. Velocidades de reacción y equilibrio químico	217
11.1.Velocidades de reacción: teoría de colisiones	217
Actividades de aprendizaje recomendadas	218
11.2.Factores que gobiernan las velocidades de reacción.....	219
11.3.Reacciones reversibles y equilibrio	221
11.4.Principio de Le Chatelier	221
Actividades de aprendizaje recomendadas	223
Autoevaluación 11	224
Semana 14	227
Unidad 12. Ácidos y bases.....	227
12.1.Ácidos y bases: Teoría de Arrhenius	227
12.2.Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry	229
12.3.Definiciones de ácidos y bases de Lewis	231
Actividades de aprendizaje recomendadas	231
12.4.Escala de pH	232
Actividades de aprendizaje recomendadas	235
12.5.Conversiones de pH y pOH	236
Actividades de aprendizaje recomendadas	237
Autoevaluación 12	239
Semana 15	242
Unidad 13. Planificación didáctica.....	242

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

13.1. Consideraciones generales.....	242
13.2. Generalidades del currículo	244
13.3. Planificación didáctica.....	246
Actividades de aprendizaje recomendadas	249
Autoevaluación 13	251
Semana 16	256
Actividades finales del bimestre.....	256
4. Solucionario	257
5. Referencias bibliográficas	272

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 específicas de la carrera

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

- Integrar conocimientos pedagógicos, didácticos y curriculares que permitan interdisciplinariamente la actualización de modelos y metodologías de aprendizaje e incorporación de saberes.
- Promover el desarrollo del pensamiento crítico y generar aprendizajes significativos respetando las individualidades y atendiendo a la diversidad en el marco de los derechos humanos.
- Implementar la comunicación dialógica como estrategia para la formación de la persona orientada a la consolidación de capacidades para la convivencia armónica en la sociedad, la participación ciudadana, el reconocimiento de la interculturalidad y la diversidad, y la creación de ambientes educativos inclusivos a partir de la generación, organización y aplicación crítica y creativa del conocimiento abierto e integrado en relación a las características y requerimientos de desarrollo de los contextos.
- Potenciar la formación integral de la persona desde los principios y valores del humanismo de Cristo, basado en el desarrollo de su proyecto de vida y profesional que amplíen perspectivas, visiones y horizontes de futuro en los diferentes contextos a través de procesos de comunicación e interacción entre personas y grupos con identidades culturales específicas revalorizando las identidades diversas.

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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 el 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 ha 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 convierta 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 revise el enlace [Aprendizaje experiencial](#) y así construir un aprendizaje significativo desde la exploración y experimentación.

Adicional a esto, para el estudio de la presente asignatura se requiere la aplicación, 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 conlleven 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

Resultado de aprendizaje 1 y 2



Primer bimestre

- 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.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje

Con el presente resultado de aprendizaje 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 abordará 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Para alcanzar los resultados de aprendizaje propuestos se requiere integrar el conocimiento disciplinario 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 el texto básico **Fundamentos de Química** del autor Burns (2012).



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 del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 2 *Materia y energía*, apartado 2.1 *Materia* del autor Burns (2012) y analice el ejemplo propuesto con la finalidad de comparar la definición de masa y peso de un cuerpo.

¿Cómo le fue con la lectura? Seguro que ahora tiene claro que todos ocupamos espacio y describimos nuestra masa por medio de una propiedad relacionada con ella, el peso. Todos los objetos que vemos a nuestro alrededor son objetos materiales.

Una vez realizada la lectura, es momento de aplicar los conocimientos adquiridos, explicando la diferencia de estos términos en dos lugares gravitacionales diferentes: Marte y Tierra. Para ello le propongo desarrollar el ejercicio 2.1 propuesto en el capítulo 2 *Materia y energía* del texto básico *Fundamentos de Química* del autor Burns (2012). ¡Adelante!

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Felicitó 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, cuándo 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:

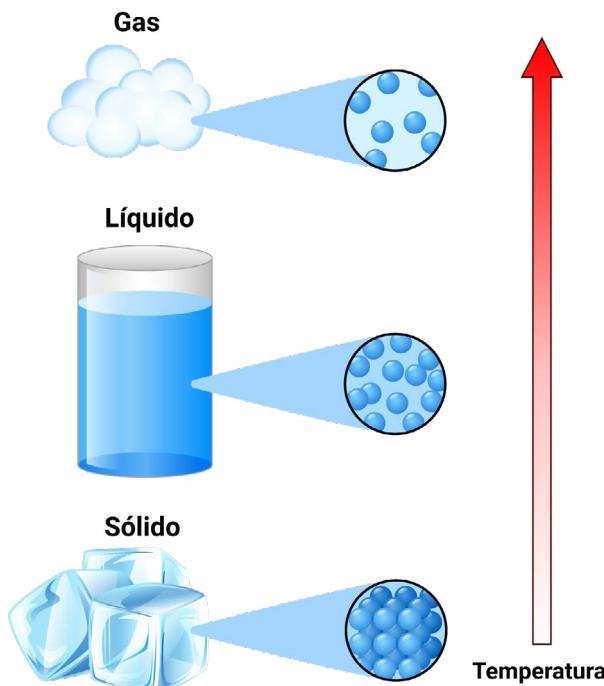


Figura 1. Estados de la materia.

Tomada de: [enlace web](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

Lo invito a profundizar en este tema haciendo una lectura reflexiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 2 *Materia y energía*, apartado 2.2 *La materia tiene estados*. Luego de la lectura usted identificará las principales propiedades de los estados de la materia: forma, volumen, compresibilidad y propiedades su microscópicas.

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



Actividades de aprendizaje recomendadas

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

1. Ingrese al simulador [Estados de la Materia](#) y revise los contenidos referentes a *estado, cambios de fase e interacción*.
2. Identifique los cambios que ocurren en los átomos al variar la temperatura.

3. Luego complete la siguiente tabla:

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.

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 esquemática en la siguiente figura:

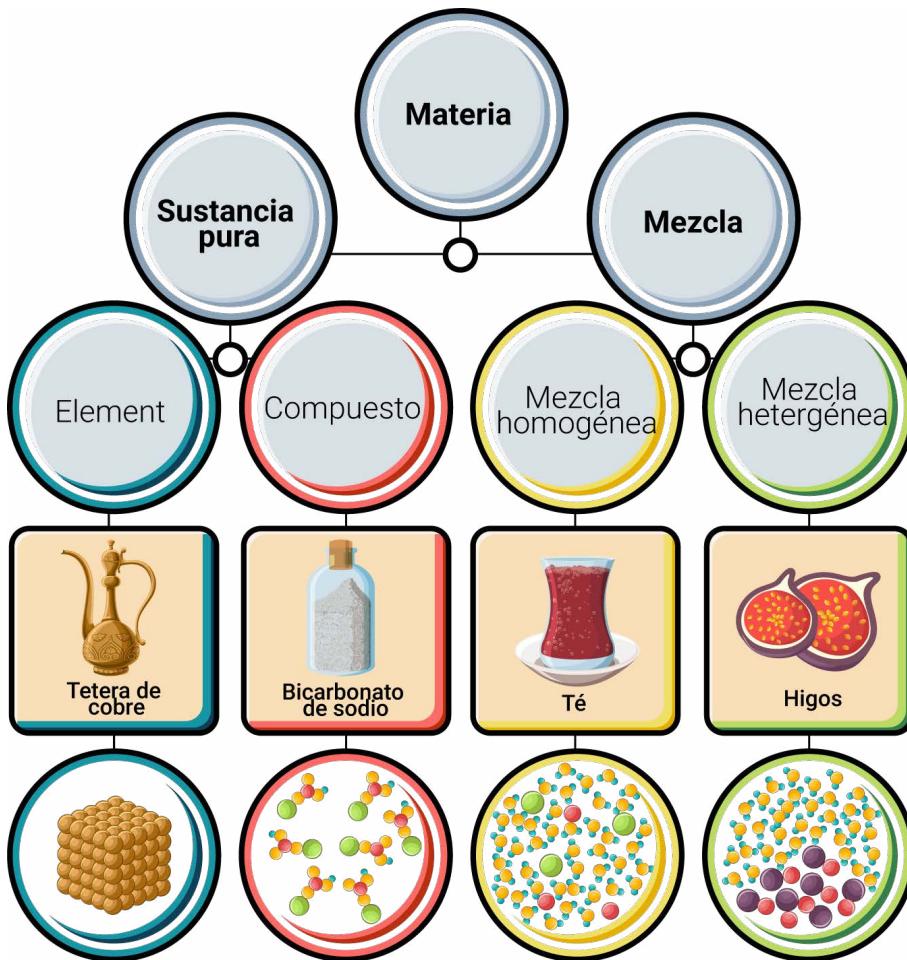


Figura 2. Clasificación de la materia.

Tomada de: [enlace web](#)

Como puede observar en la figura 2, se identifica la diferencia fundamental de las sustancias y mezclas; al respecto, autores como Chang (2010) clasifican a la materia como homogénea y heterogénea, sin embargo, para mayor comprensión se recomienda revisar la clasificación dada por Burns (2011) para ello analice la figura 2.9 descrita en el texto básico *Fundamentos de Química*.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Para conocer más sobre este tema realice la lectura del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 2 *Materia y energía*, apartados 2.3 *Elementos y compuestos* y 2.4 *Sustancias puras y mezclas*, con la finalidad de distinguir las propiedades que diferencian a los elementos, compuestos, mezclas homogéneas y heterogéneas.

¿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:

Propiedades físicas

Medidas y observadas sin necesidad de modificar la composición de la sustancia.

Propiedades químicas

Observadas a partir de un cambio químico.

Figura 3. Propiedades de la materia.

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 relación a 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 en este tema, ingrese al REA [Iniciación a las reacciones químicas](#), y observe los cambios que se producen en procesos como combustión, oxidación y cambios de estado.

Una vez que ha revisado el REA 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 las propiedades y cambios de la materia disponible en el apartado 2.5 *Propiedades y cambios físicos y químicos*, capítulo 2 *Materia y energía* del texto básico *Fundamentos de Química* del autor Burns (2012), es necesario reflexionar y emitir sus propias conclusiones al siguiente planteamiento ¿qué cambios físicos y químicos se producen cuando los clavos se oxidan?



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de poner en evidencia sus conocimientos con el desarrollo de la siguiente actividad de aprendizaje referente a la materia, su clasificación, cambios y propiedades. De seguro lo hará de manera eficiente.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

1. Realice un mapa conceptual acerca de los cambios de estado de la materia; para esto lea comprensivamente el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 2 *Materia y energía*, apartado 2.2 *La materia tienen estados* y revise con detenimiento el video referente a [estados de la materia](#). Se sugiere hacer uso del recurso en línea [Lucidchart](#) para lo cual puede crear una cuenta gratuita con su correo institucional.
2. Desarrolle los ejercicios referentes al tema: *propiedades y cambios físicos y químicos de la materia*, propuestos en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 2 *Materia y energía*, apartado *problemas*.
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 recurso le propone.

¿Cómo le fue? Seguro que con las actividades propuestas usted está en la capacidad de resumir todo lo analizado en la presente unidad. 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. Ahora es momento de poner en práctica los conocimientos desarrollando la autoevaluación de la unidad 1 propuesta a continuación.



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:

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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:

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

10. Establezca mínimo dos diferencias entre sustancias puras y mezclas

Criterio	Sustancias puras	Mezclas

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación, sin embargo, compare sus respuestas en el apartado del Solucionario que se encuentra al final de la guía didáctica. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)



Semana 2



Unidad 2. Mediciones fundamentales

Continuando con el estudio de Química General, esta semana 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Los invito a profundizar en este tema, realizando una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.1 *Unidades métricas y SI* 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 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 la tabla 3.3 *Unidades métricas de longitud comunes* en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.2 *Medición métrica de la longitud y aproximaciones* en la que se muestran las equivalencias de las unidades de longitud más utilizadas. Es importante que empiece a memorizar estos datos, pues le facilitará 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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 265000 milímetros y luego ir multiplicando por los factores de conversión necesarios hasta llegar a la unidad deseada.

Para esto, revise las equivalencias disponibles en la tabla 3.3

Unidades métricas de longitud comunes del apartado 3.2 *Medición métrica de la longitud y aproximaciones* del texto básico *Fundamentos de Química* 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.

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

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

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:

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

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 al 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 utiliza los factores de conversión precisos para eliminar los litros (L) y obtener las unidades requeridas:

$$4,8 \text{ L} * \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} * \frac{1000 \text{ } \mu\text{L}}{1 \text{ mL}} = 4\,800\,000 \text{ } \mu\text{L}$$

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.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

¿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:

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

A continuación, realice la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.5 *Medición métrica de la masa y conversiones*. Con la lectura realizada, usted conoció la definición del gramo y profundizó respecto a las balanzas las cuales funcionan comparando el objeto que se requiere conocer el peso con otro cuyo peso es conocido.

Recurso de aprendizaje

Una vez que tiene claro la definición del gramo, es momento de conocer la importancia de redefinir el kilogramo en la actualidad revisando el 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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.7 *La incertidumbre en las mediciones* 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.

Recurso de aprendizaje

Hasta el momento hemos hablado de temas concernientes a la medición de masa, longitud y volumen. Pero, ¿por qué es importante medir todo? Para dar respuesta a esta pregunta, observe el video [La Metrología](#).

Con la observación de este recurso usted conoció la existencia de múltiples patrones de medida y las dificultades que causaban al momento del intercambio de productos. Además, los avances significativos que se han dado dentro de áreas como la medicina, a partir del uso de instrumentos de medida.

Ahora lo invito a avanzar con el estudio de las cifras significativas las cuales representan el uso de una o más escalas de incertidumbre en determinadas aproximaciones.

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

Recuerde:

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 que se remita al texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.8 *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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

¿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.

Para un mejor desempeño en la resolución de ejercicios con notación científica, lo invito a analizar el contenido disponible en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.9 *Notación científica*, específicamente la sección *Cómo multiplicar y dividir números exponenciales*. Con la revisión de este apartado, usted estará en capacidad de aplicar correctamente las reglas de notación científica en los cálculos que se realicen en lo posterior.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Lo invito a revisar el artículo [Notación exponencial y cifras significativas](#), con la finalidad de realizar operaciones con notación científica empleando la calculadora. Este recurso 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 como puede ser el siguiente para ser escrito 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 depende 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, éstas se simplifican quedando únicamente el número.

Para profundizar sobre el tema, realice una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.10 *Densidad y densidad relativa*. Ponga especial atención en la diferencia de estos dos términos y en los ejemplos desarrollados.

Con la lectura realizada, usted tiene 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 ($^{\circ}\text{F}$) y Celsius ($^{\circ}\text{C}$) 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

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

Cómo puede observar, 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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

La temperatura ambiental promedio en la ciudad de Loja es 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:

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

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

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

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

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

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 de todos los aspectos que allí se presentan, para ello, revise detenidamente el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado 3.11 *Medición 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 3.65 a 3.75 disponibles en el apartado *Problemas* del capítulo 3 *Mediciones fundamentales* en el texto básico *Fundamentos de Química*. 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.

Recuerde:

El uso del término grado centígrado es totalmente incorrecto, ya que cayó en desuso en 1948, no sólo 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 porque la propia escala dejó de ser centígrada (Del Campo Maldonado, 2018).



Actividades de aprendizaje recomendadas

Ahora, es momento de evidenciar sus saberes, para ello les invito a trabajar en las actividades que se propone a continuación. ¡Muy bien, adelante!

- Existen algunos métodos para determinar la densidad de los cuerpos sólidos y líquidos; en este contexto diseña un diagrama de flujo de procesos de la temática: la medición de la densidad de los líquidos utilizando el picnómetro. Para el desarrollo de

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

esta actividad revise la información disponible en el artículo [Medición de densidad](#). Puede hacer uso de recursos virtuales como [GoConqr](#). Para el ingreso a esta herramienta es necesario crear una cuenta gratuita con su correo institucional y/o personal.

- b. Resuelva los ejercicios 3.17 a 3.22 disponibles en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 3 *Mediciones fundamentales*, apartado *Problemas*.

Una vez que se ha ejercitado en la conversión de las diferentes unidades de medida, lo invito a revisar la página web 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 su empeño.

¡Ha realizado un buen trabajo! Es momento de verificar los conocimientos adquiridos a través de la autoevaluación 2. ¡Adelante!



Autoevaluación 2

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

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

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

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

- a. peso
- b. kg/m^3
- c. kg, g, mg
- a. 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.
- a. Todos los dígitos distintos de cero son significativos.

4. La cantidad 0.00003 cuántas cifras significativas tiene:

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

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

5. La cantidad 67.89030 cuantas cifras significativas tiene:

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

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

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

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

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

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

- a. 43500000
- a. 827.7×10^{-5}

9. Transforme utilizando los factores de conversión:

- a. Una motocicleta viaja a razón de 57 mi/h, ¿cuál es su rapidez en metros por minuto? (1 mi = 1.609 Km).
- a. El aluminio es un metal ligero cuya densidad es igual a 3.20 g/cm³. Generalmente se lo utiliza en la construcción de aviones. ¿Cuál es su densidad en kg/dm³?

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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:**

- a. El número de cifras significativas que tiene el resultado.
- a. El resultado expresado en notación científica y en ug/ml.

Felicitó su dedicación y empeño en este proceso de aprendizaje. Recuerde que puede comparar sus respuestas con el solucionario disponible al final de esta guía. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 115 elementos químicos que constan en la tabla periódica, de los cuales 92 son naturales y 23 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 3. 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, sodio. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ 93% de carbono, hidrógeno y oxígeno. ▪ 6% de nitrógeno, calcio y fósforo.

Adaptado de: Burns (2012)

Elaborado por: Guamán (2020)

En la tabla 3, se identifica claramente que el hidrógeno es el elemento 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 diferencia a los metales, metaloides y no metales.

The image shows a detailed periodic table of elements. A central green square highlights Boron (B) with its atomic number (5), mass (10.811), symbol (B), and name (BORO). Labels point to the following features:

- Número atómico (Atomic number)
- Masa atómica (Atomic mass)
- Símbolo (Symbol)
- Nombre del elemento (Element name)

Legend (legends from left to right):

- Metálicos (Metals)
- Alcalinos (Alkaline metals)
- Alcalinotérreos (Alkaline earth metals)
- No metales (Non-metals)
- Otros metales (Other metals)
- Halógenos (Halogens)
- Metálicos de transición (Transition metals)
- Gases nobles (Noble gases)
- Lantánidos (Lanthanides)
- Actinídos (Actinides)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10																									
H	1,0079	He	4,0026																																
Li	6,941	Be	9,0122																																
Na	22,990	Mg	24,305																																
K	39,088	Ca	40,078	Sc	44,956	Ti	47,867	V	50,942	Cr	51,996	Mn	54,936	Fe	55,845	Co	58,933	Ni	63,546	Cu	65,38	Zn	69,723	Ga	72,64	Ge	74,922	As	78,96	Se	79,904	Kr	83,798		
Rb	85,468	Sr	87,62	Y	88,905	Zr	91,224	Nb	92,906	Mo	95,98	Tc	(98)	Ru	101,07	Rh	102,91	Pd	106,42	Ag	107,87	Ru	112,41	Ga	114,82	Ge	118,71	As	121,76	Br	126,90	Kr	131,29		
Cs	132,91	Ba	137,33	La-Lu	178,49	Hf	180,95	Ta	183,84	W	186,21	Re	190,23	Os	192,22	Ir	195,08	Pt	196,97	Au	200,59	Hg	204,38	Tl	207,20	Pb	209,98	Bi	212,09	Po	219,22	At	226,22	Rn	231,22
Fr	223	Ra	226	Ac-Lr	267 - 103	Rf	267	Db	268	Sg	271	Bh	272	Hs	277	Mt	281	Ds	285	Rg	286	Cn	288	Nh	289	Fl	290	Mc	291	Lv	292	Ts	294	Og	294
La	138,91	Ce	140,12	Pr	140,91	Nd	144,24	Pm	145	Sm	150,36	Eu	151,96	Gd	157,25	Tb	158,93	Dy	162,50	Ho	164,93	Er	167,26	Tm	168,93	Yb	173,05	Lu	174,97						
Ac	227	Th	232,04	Pa	231,04	U	238,03	Np	237	Pu	244	Am	243	Cm	247	Bk	247	Cf	251	Es	252	Fm	257	Md	258	No	259	Lr	262						

Figura 4. Tabla periódica de los elementos.

Tomada de: [enlace web](#)

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.
- Diez y ocho columnas verticales llamadas familias o grupos, formadas por elementos que tienen semejanza en sus propiedades químicas.

Recuerde:

Los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas y las propiedades de los elementos de un periodo cambian gradualmente.

A continuación, lo invito a realizar una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica*, apartado 4.4 *La tabla periódica de los elementos*, para conocer las características de los metales, no metales y metaloides; preste especial atención y memorice los elementos diatómicos.

¿Cómo le fue con la revisión? Familiarizarse con la tabla periódica le permitirá extraer toda la información que ésta 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 ductibilidad y la dureza caracterizan a los elementos permitiendo determinar un sinnúmero de aplicaciones y usos.

Revise el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica*, apartado 4.5 *Propiedades físicas de los elementos*, poniendo especial atención a la Tabla 4.3 *Propiedades físicas de los metales y no metales*, con la finalidad de conocer las propiedades de los metales y no metales.

Con la lectura desarrollada usted pudo conocer como 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 la actividad de aprendizaje recomendada. ¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de comprobar si ha conseguido interiorizar los contenidos analizados, realizando la siguiente actividad de aprendizaje:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

- a. 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 la página web [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:

- b. Ingrese a la página web [Juegos de ciencias naturales](#) y evalúe su aprendizaje con los juegos que se le proponen referente a la Tabla Periódica.

Confío 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, ésta 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.

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.



Semana 3

3.5. La teoría atómica de Dalton

Antes de que Dalton establezca 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 sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

Realice una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica*, apartado 4.7 *La teoría atómica de Dalton*, poniendo especial atención en los resultados experimentales de esta teoría y la relación de las leyes con los postulados.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Luego de la revisión del documento en mención, seguro que pudo relacionar las ideas principales de la teoría de Dalton con los resultados experimentales teniendo presente que esta teoría fue el primer intento completo para describir toda la materia en términos de los átomos y sus propiedades.

Recurso de aprendizaje

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

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.

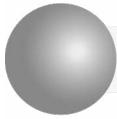
El estudio de la teoría atómica de Dalton, le ha permitido contar con el fundamento requerido para avanzar con el siguiente tema concerniente a los átomos y partículas subatómicas. ¡Adelante!.

3.6. Átomos y partículas subatómicas

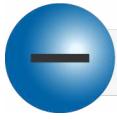
Basados en la teoría atómica de Dalton se define al átomo como la unidad básica de un elemento. A partir del año 1930 existen múltiples estudios que demuestran que éstos están formados por partículas subatómicas, en la figura 5, se evidencia la carga que presentan cada una de las partículas subatómicas, así mismo, tenga presente que los protones y neutrones están ubicados en el núcleo del átomo, mientras que los electrones se mueven alrededor de éste.



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



Electrones: tienen carga negativa



Neutrones: tienen carga neutra.

Figura 5. Partículas subatómicas.

En este punto, es necesario que revise detenidamente los contenidos del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica*, apartado 4.8 Átomos y partículas subatómicas.

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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Después de revisar los contenidos del texto básico *Fundamentos de Química*, lo invito a hacer uso del simulador [Construye un átomo](#) herramienta que a través de la exploración y el descubrimiento

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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. 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.

Isótopos del hidrógeno.

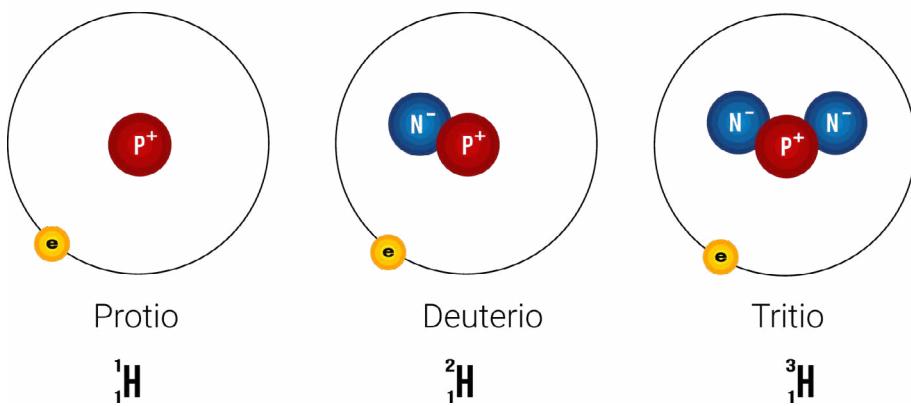


Figura 6. Isótopos del hidrógeno.

Tomada de: [enlace web](#)

Si usted compara detenidamente los números del hidrógeno en la figura 6, se puede dar cuenta 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.

Recuerde:

- *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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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:

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

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

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

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

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

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

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

Para afianzar sus conocimientos, desarrolle el ejercicio 4.13 propuesto en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica*, apartado 4.10 *Masas atómicas de los elementos*.

¿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.

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:

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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 4. 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

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

$$86 \text{ g } H_2SO_4 * \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,072 \text{ g } H_2SO_4} = 0,88 \text{ mol } H_2SO_4$$

Es decir, en 86 gramos de H_2SO_4 existen 0,88 mol 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:

$$86 \text{ g } H_2SO_4 * \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,072 \text{ g } H_2SO_4} * \frac{6,022 * 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 5,28 * 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4$$

$$= 5,28 * 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4$$

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

De acuerdo al resultado obtenido, existen $5,28 \times 10^{23}$ 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 sea átomos o moléculas, que tiene un mol.

Para profundizar en el tema antes descrito, realice una lectura comprensiva del apartado 4.11 Cómo contar moles, capítulo 4 *Elementos, átomos y la tabla periódica* del texto básico *Fundamentos de Química*, poniendo especial atención a las analogías planteadas, así como a la figura 4.27.

Seguro que con la lectura usted tiene claro que una mol de moléculas o de átomos contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas o átomos respectivamente, es decir, una 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 revisar el recurso de aprendizaje con la finalidad de profundizar y ampliar el contenido teórico estudiado hasta el momento.

Recurso de aprendizaje

Observe y analice el video [Materia y sus estados](#). En este recurso de aprendizaje, 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

Una vez analizados los contenidos correspondientes a la unidad 3, realice la siguiente actividad que le permitirá familiarizarse con la tabla periódica y sus elementos:

- a. Determine las propiedades de los elementos químicos cuyos nombres y números atómicos se exponen en el capítulo *4 Elementos, átomos y la tabla periódica* del texto básico *Fundamentos de Química*, apartado *estudiantes en acción*, numeral 2.

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.

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



Autoevaluación 3

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

1. Seleccione la definición correcta de isótopo.

- a. Átomos de un mismo elemento con un número de neutrones igual.
- b. Átomos de un mismo elemento con un número másico igual.
- c. Átomos de un mismo elemento con un número de electrones igual.
- d. 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 ₁₂C del ₁₄C difieren en el número de:

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

6. Una 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

¡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. Recuerde que puede comparar sus respuestas con las que constan en el Solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)



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 conozcamos 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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado 5.5 *Modelo mecánico cuántico del átomo*, poniendo especial atención al artículo referente 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 a continuación, pues le orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje propuesto.

¡Ánimo!



Actividades de aprendizaje recomendadas

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:

- a. Ingrese a la página web [Academons](#) e interactúe con el juego propuesto. Si considera necesario, navegue por el resto de opciones que le permitirá 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. 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 lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado 5.6 *Niveles energéticos de los electrones*. Así mismo, enfatice su atención en la tabla 5.2 donde se indica el número máximo de electrones permitidos por nivel de energía.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En este punto, y para lograr un aprendizaje significativo, realice una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado 5.7 *Electrones de valencia y símbolos de Lewis*, poniendo especial atención en la tabla 5.3 *Símbolos de electrón-punto para elementos seleccionados*. Posterior a ello y para evaluar los conocimientos adquiridos, resuelva el ejercicio 5.7 disponible en el mismo apartado.

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.

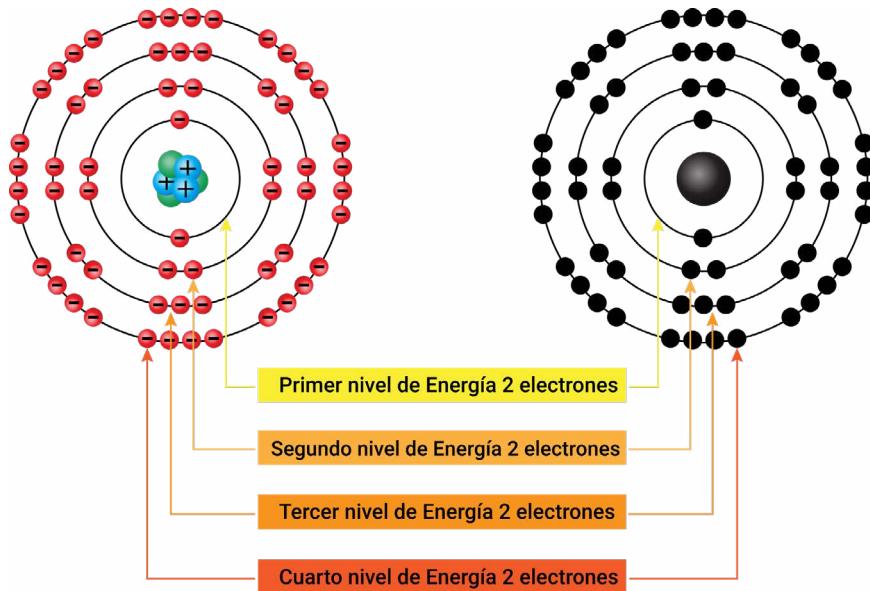


Figura 7. Niveles y subniveles energéticos.

Tomada de: [enlace web](#)

Para ampliar este tema, revise el contenido del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado 5.8 *Subniveles de energía y orbitales*.

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:

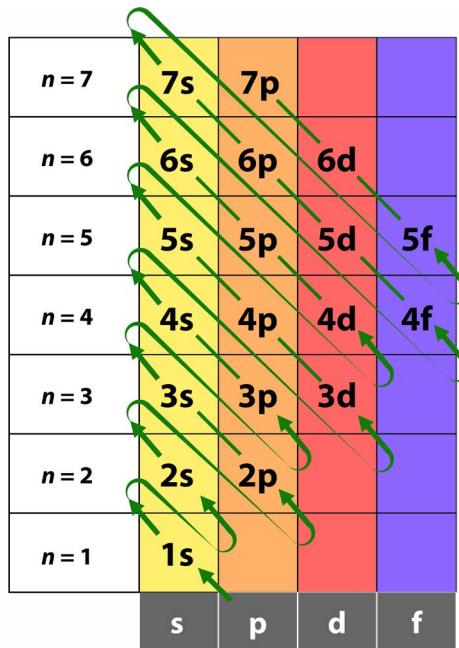


Figura 8. Diagrama de Moeller.

Tomada de: [enlace web](#)

En la figura 8, se distingue 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 describe 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d⁶

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 relaciona esta definición con el ejemplo propuesto, se determina que existen **dos electrones de valencia**, debido a que el último nivel es el **4s²**.

Los contenidos de las configuraciones electrónicas y el diagrama de orbitales se encuentran ampliados en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado 5.10 *Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales*. Lo 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 recurso de aprendizaje propuesto a continuación.

Recurso de aprendizaje

El presente recurso educativo, elaborado por el Ministerio de Educación, le permite reforzar los conocimientos a través de una exposición resumida de los [Orbitales atómicos y arquitectura electrónica](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En el video antes expuesto, a expositora de forma clara y concisa 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.

Ahora, lo invito a realizar la siguiente actividad de aprendizaje recomendada, la cual le permitirá reforzar lo aprendido en esta unidad.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 5 *Estructura atómica: iones y átomos*, apartado *Problemas*, resuelva los ejercicios 5.61, 5.63, 5.69 y 5.71. Una vez que finalice compare sus resultados con el solucionario del texto básico.

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.

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



Autoevaluación 4

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

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.

↑↓	↑↓	↑	↑	↑
----	----	---	---	---

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 sólo 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 orbital.

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

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

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

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

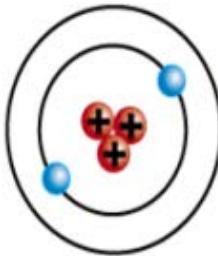


Figura 9. Ion

Tomada de: [enlace web](#)

- Es un átomo.
- Es un ion positivo.
- 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:

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

8. Escriba las estructuras de Lewis de los siguientes elementos y iones:
 - Nitrógeno
 - Ion Cl⁻
9. Realice el diagrama de orbitales del Cobalto (número atómico: 27)
10. Con la configuración electrónica del Cobalto, determine el número de electrones de valencia.

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación, sin embargo, lo invito a comparar sus respuestas con las que constan en el Solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera discrepancias o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)



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 e 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 10, se detalla un cuadro resumen respecto a la formación de las principales funciones químicas, en donde usted puede apreciar que la combinación de los

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

diferentes elementos químicos metálicos y no metálicos forma varios tipos de compuestos inorgánicos.

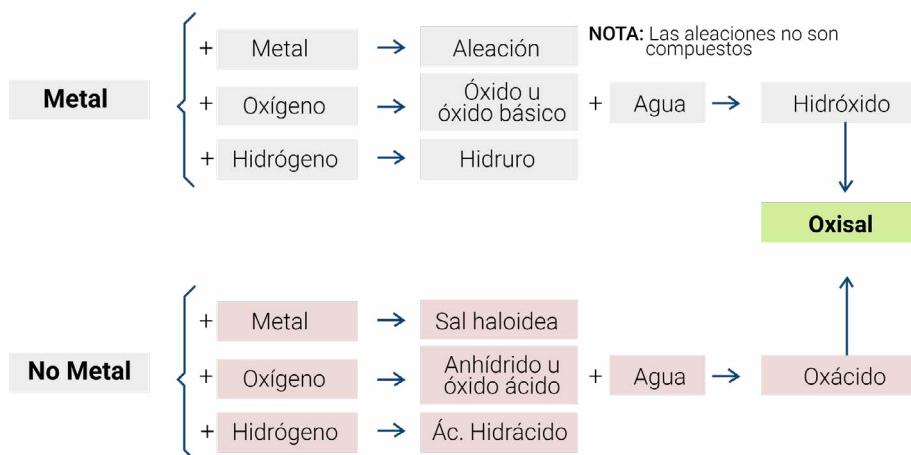


Figura 10. Funciones químicas inorgánicas.

Fuente: Zuni (s/f, p. 1)

5.2. Tipos de nomenclatura

Una vez que se familiarizó con las funciones químicas, es momento 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 sólo 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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es necesario familiarizarse con los tipos de nomenclatura, para esto, desarrolle las siguientes actividades:

- a. Ingrese al enlace [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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

elementos químicos diferentes. La naturaleza de estos elementos determina las características de cada compuesto.

Felicitó 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.

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 metales forman cationes y los elementos no metales forman aniones. Para una mayor comprensión de este tema, observe el siguiente ejemplo:

*El ión Mg²⁺ es un **cátion** monoatómico, que ha cedido dos electrones de valencia. El ión Cl⁻ es un **anión** monoatómico, que ha ganado un electrón de valencia.*

Seguramente, el análisis que realizó al tema fue de gran utilidad y con ello determinó las principales características de los iones monoatómicos, lo invito a profundizar en la temática revisando el siguiente recurso educativo.

Recurso de Aprendizaje

El recurso educativo [Nomenclatura química](#) profundiza en el tema de iones monoatómicos. Sugiero que lo detenidamente con la finalidad de profundizar en el desarrollo del resultado de aprendizaje.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En el recurso 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 del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartado 6.1 *Iones monoatómicos* y 6.2 *Iones poliatómicos*. Ponga especial atención y memorice los símbolos y nombres de los cationes y aniones que se encuentran expuestos en las tablas 6.1 *Símbolos y nombres de algunos cationes comunes* y 6.2 *Símbolos y nombres de algunos aniones comunes*.

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 al texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartados 6.3 *Nombres y fórmulas de los compuestos iónicos*.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Una vez que ha revisado el contenido teórico de este tema, realice la siguiente actividad que le permite poner en práctica lo aprendido:

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

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:

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.

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 metales forman compuestos iónicos. En la tabla 5 se expone de manera clara la forma de como nombrar y formular este tipo de compuestos.

Tabla 5. 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"> 1. Escriba el símbolo del catión. 2. Luego, escriba el símbolo del anión.

Adaptado de: Burns (2012)

Elaborado por: Guamán (2020)

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

1. 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).

2. 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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Anión: Pentacloruro (Cl_5^-)

Catión: Fósforo (P)

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

PCl_5

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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartado *Problemas*, resuelva los ejercicios 6.23, 6.24 y 6.25. Una vez que finalice compare sus resultados con las *soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas* disponible en el apartado F del texto básico. Tome como referencia los ejemplos desarrollados en el apartado 5.6 de la presente guía.

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 en base a los nombres y fórmulas de los compuestos.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

¡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)

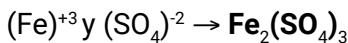
Descripción de pasos:

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

Anión: sulfato $(SO_4)^{-2}$

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En este punto, lo invito a revisar el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartados 6.4 *Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas*.

¿Cómo le fue con la lectura? Seguro que pudo ampliar sus conocimientos respecto al uso del paréntesis para la formulación de iones monoatómicos. Tome en cuenta que los iones que contengan 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.



Semana 5

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 11 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.

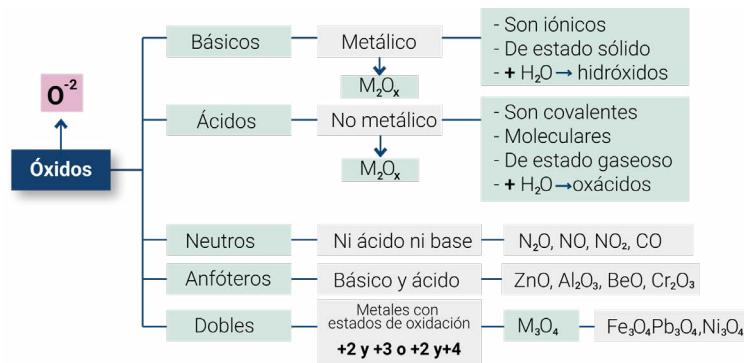
[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Figura 11. Compuestos formados con el oxígeno.

Fuente: Zuni (s/f, p. 1).

En la tabla 6 se describen varios ejemplos acerca de la nomenclatura y fórmula de los óxidos considerando las reglas expuestas en la figura 11.

Tabla 6. Nomenclatura de óxidos.

Tipos de óxidos	Fórmula	N. Sistemática	N. STOCK	N. Tradicional
Básicos:	Na ₂ O	Monóxido de disodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
M ₂ O _x	FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
	Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
Ácidos:	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Óxido hipocloroso
N ₂ Ox	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Óxido hiposulfuroso
	SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Óxido sulfúrico

Adaptado de: Gómez del Río (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

Ante lo expuesto, es preciso tener presente que los óxidos son compuestos binarios formados por la combinación del oxígeno con un elemento químico, continuemos 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 12.

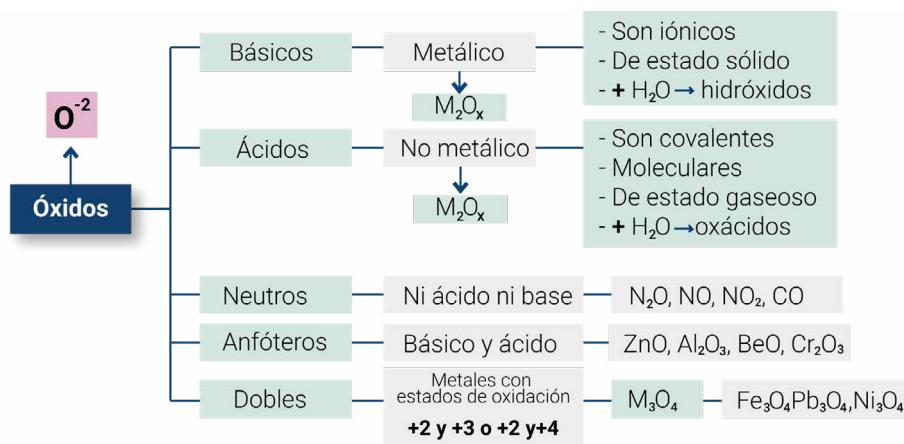


Figura 12. Compuestos formados con el hidrógeno.

Fuente: Zuni (s/f, p.1). Funciones químicas inorgánicas.

Tomada de: [enlace web](#)

En cuanto a las fórmulas y nomenclatura de estos compuestos, a continuación, en la tabla 7, se exponen a través de ejemplos, las reglas utilizadas. Consideré 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 7. Nomenclatura de hidruros.

Tipos de hidruros	Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
Metálicos:	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro sódico
	FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro ferroso
MH _x	FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro férrico

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Tipos de hidruros	Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
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: HxN	HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
	HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico

Adaptado de: Gómez del Río (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

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 13 se muestran las principales:

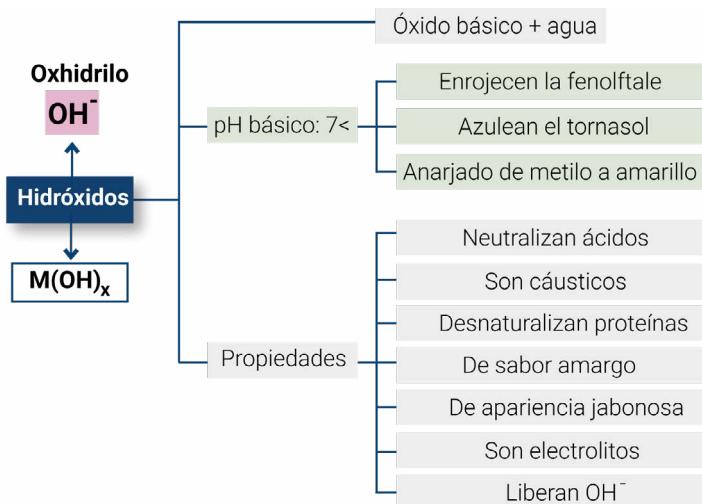


Figura 13. Propiedades de los hidróxidos.

Fuente: Zuni (s/f, p. 2). *Funciones químicas inorgánicas*.

Tomada de: [enlace web](#)

En la tabla 8 se exponen ejemplos que conllevan al 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 8. 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 ferroso
Fe(OH)_3	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico

Adaptado de: Gómez del Río (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

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 número de oxidación positivo.

En la figura 14 se resumen las características principales de los ácidos. Analice detenidamente las propiedades y clases:

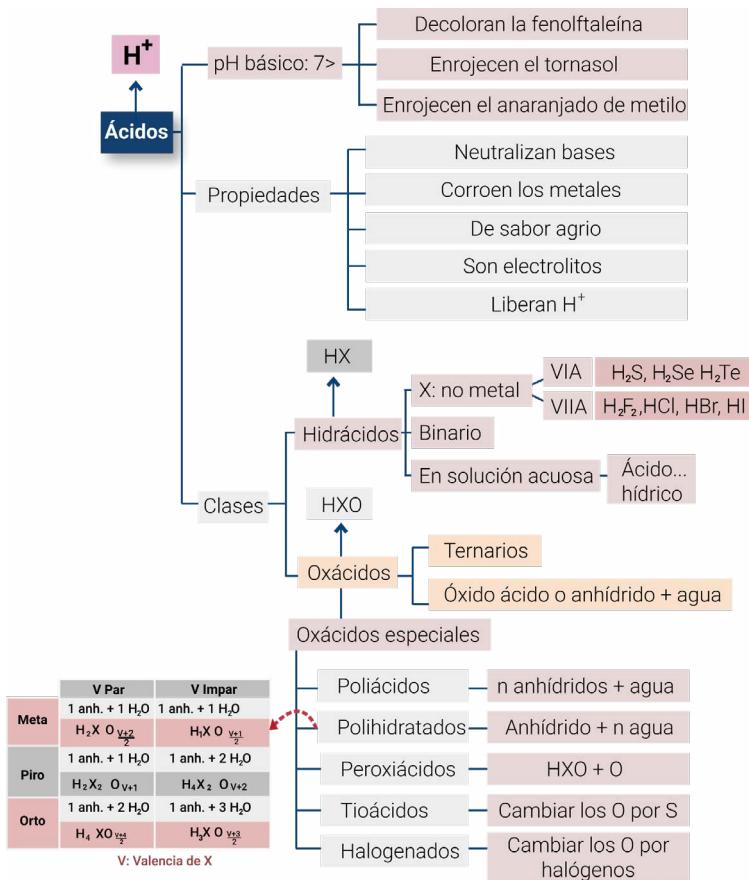


Figura 14. Características y clases de ácidos.

Fuente: Zuni (s/f, p. 2). *Funciones químicas inorgánicas*.

Tomada de: [enlace web](#)

En lo que concierne a la nomenclatura de estos compuestos, se toma como referencia lo resumido por Bayas (2019):

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Lo invito a revisar el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartados 6.8 *Nomenclatura de los ácidos y sus sales*. Preste especial atención a los ácidos más conocidos y que constan en la *tabla 6.6 Ácidos importantes y sus sales*.

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 el siguiente recurso.

Recurso de aprendizaje

El recurso educativo [Química. Formulación Inorgánica](#) profundiza 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 de este recurso 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.

Ahora es momento de reforzar sus conocimientos a través de la siguiente actividad de aprendizaje recomendada.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Aprovechemos las ventajas de la tecnología. Ingrese a los enlaces y desarrolle las actividades propuestas:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

- a. Ingrese al recurso 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 puede 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 a la nomenclatura indicada.
- c. [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.

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 e iones poliatómicos

“El número de oxidación llamado también estado de oxidación, significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

(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 9 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 9. 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 todo 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 $H^{+1}Cl^{-1}$ $+1 - 1 = 0$

Adaptado de: Burns (2012)

Elaborado por: Guamán (2020)

Una vez que conoce 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: Na_2SO_4

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

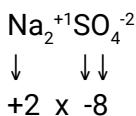
Referencias bibliográficas

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.

$$\begin{aligned} +2 + x - 8 &= 0 \\ X &= +8 - 2 \\ X &= 6 \end{aligned}$$

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 le orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje establecido.

¡Éxitos en su labor!



Actividades de aprendizaje recomendadas

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

- a. Desarrolle los ejercicios 6.27 y 6.28 del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartado *Problemas*.
- b. Ingrese al enlace [Cerebriti](#) y evalúe su aprendizaje con los juegos propuestos.

Confío que alcanzó el mejor resultado. El utilizar la gamificación resulta significativa a la hora de profundizar el aprendizaje de este tema, pues le permite familiarizarse no sólo con los números de oxidación y sus reglas que han sido mencionadas en este apartado, sino también con los compuestos y iones.

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. Para ello lo invito a revisar el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 6 *Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos*, apartado 6.10 *Algunas sustancias químicas y sus usos*. Ponga énfasis en la tabla 6.10 *Algunas sustancias químicas comunes; sus nombres, fórmulas y usos* y la tabla 6.11 *Algunas sustancias químicas industriales, su producción y usos*.

Con la lectura recomendada usted conoce el uso de las sustancias químicas en diferentes tipos de industrias, así como la producción anual en Estados Unidos. En este sentido y de acuerdo a la tabla 6.11, resulta fácil entender como el ácido sulfúrico, al ser de bajo costo,

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

ocupa el porcentaje más alto dentro de la producción y su uso se dirige en su mayoría a la agricultura.



Actividades de aprendizaje recomendadas

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.

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



Autoevaluación 5

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

- 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

4. Los compuestos H_2SO_3 y H_2SO_4 reciben, respectivamente, los nombres de:
- Ácido sulfúrico y ácido sulfuroso.
 - Ácido sulfuroso y ácido sulfúrico.
 - 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?
- AlO
 - Al_3O_2
 - Al_2O_3
6. El compuesto SO_2 según la nomenclatura stock se lo conoce como
- Anhídrido sulfuroso.
 - Óxido de azufre (IV).
 - Óxido de azufre (II).
7. Determine el estado de oxidación del cloro en cada uno de los siguientes ácidos:

Compuesto	Estado de oxidación
HClO	
HClO_2	
HClO_3	
HClO_4	

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Compuestos	Nombre	Catión	Anión
Zn(NO ₃) ₂			
Li ₃ PO ₄			
Al(OH) ₃			

9. Nombre los compuestos siguientes:

Compuesto	Nombre
NaNO ₂	
HIO ₃	
CaCO ₃	
H ₂ SO ₄	
Ca(OH) ₂	
K ₂ CO ₃	
LiNO ₃	
PH ₃	
K ₂ SO ₄	
ZnO	

10. Formule los compuestos siguientes:

Nombre	Compuesto
Cloruro de oro (III)	
Nitrito de Plata	
Ácido sulfhídrico	
Tricloruro de boro	
Peróxido de hidrógeno	
Trióxido de dioro	
Estibano	
Cloruro de aluminio	
Bromuro de Plata	
Hidróxido de Sodio	

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

¡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, sin embargo, compare sus respuestas con las que constan en el Solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera discrepancias o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)



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 analiza 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 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,

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 15 se explica gráficamente la transferencia de electrones:

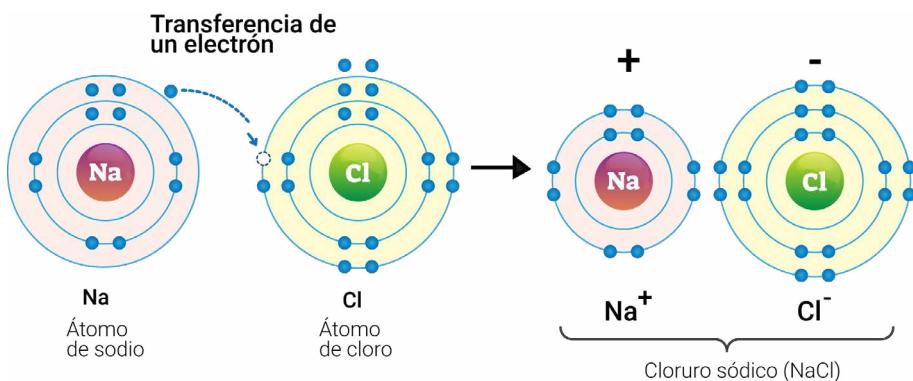


Figura 15. Formación del enlace iónico en el NaCl

Tomada de: [enlace web](#)

Con bien pudo observar, el átomo sodio, cede su único electrón de valencia al átomo cloro y éste, 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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 8 *Enlaces químicos*, apartado 8.1 *Enlaces iónicos*. 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 una unión de partículas que resulta de la presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo.

Luego de revisar la bibliografía recomendada, conteste la siguiente interrogante: ¿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 covalente, de este modo podrá establecer las relaciones que en ellos existe.

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 16 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.

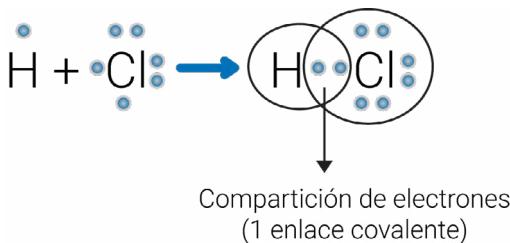


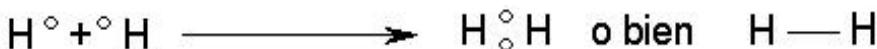
Figura 16. Formación del enlace covalente.

Tomada de: [enlace web](#)

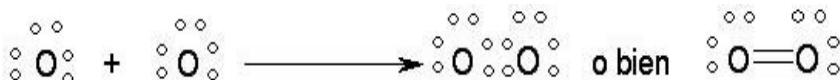
Los enlaces covalentes son más comunes que los enlaces iónicos existentes en las moléculas de los organismos vivos.

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

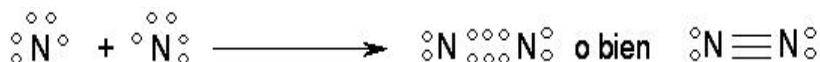
Enlace covalente sencillo: Si se comparten un par de electrones.



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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 17 se observa que la diferencia de electronegatividad (datos disponibles en la tabla periódica) entre los átomos de hidrógeno y oxígeno es 1.4

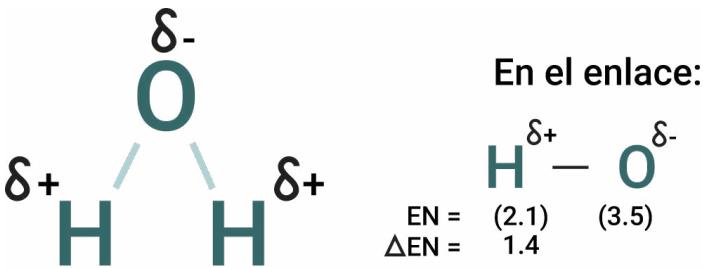


Figura 17. Enlace covalente polar.

Tomada de: [enlace web](#)

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 18, se aprecia como los átomos del cloro, al tener cargas iguales, se enlanzan de manera homogénea formando un enlace no polar.



Figura 18. Enlace covalente no polar.

Tomada de: [enlace web](#)

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 19 para una mayor comprensión de este tipo de enlace covalente:

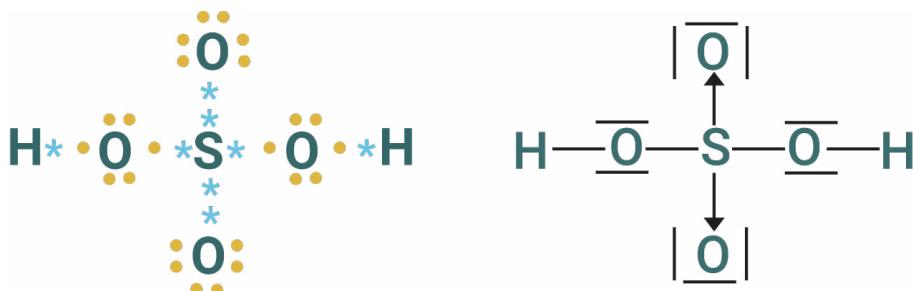


Figura 19. Enlace covalente coordinado o dativo del H_2SO_4 .

Tomada de: [enlace web](#)

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 lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 8 *Enlaces químicos*, apartado 8.4 *Enlaces covalentes polares*. Luego, revise el ejercicio 8.4 para determinar la diferencia de enlaces en las sustancias F_2 , HF y KF .

¿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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

6.3. Electronegatividad

A la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia si cuando conforman un enlace, se lo 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.

Recurso de aprendizaje

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 revisando el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 8 *Enlaces químicos*, apartado 8.3 *Electronegatividad*. Preste especial atención a la tabla del ejemplo 8.3, donde se establecen los tipos de enlaces dependiendo de la diferencia de electronegatividad. 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Continuemos con el siguiente tema referente a enlaces metálicos, pero antes, desarrolle el ejercicio 8.3 del apartado 8.3 *Electronegatividad*, capítulo 8 *Enlaces químicos* del texto básico *Fundamentos de Química*. Puede comparar sus resultados con las respuestas del solucionario disponible en el Apéndice F *Soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas impares* del mismo texto.

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.

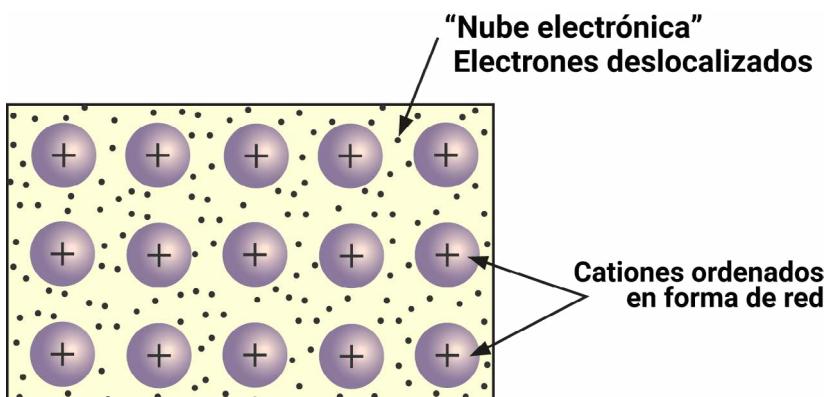


Figura 20. Enlace metálico.

Tomada de: [enlace web](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

La figura 20, muestra como 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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

La actividad planificada se realiza en base a los diferentes tipos de enlace, para ello lo invito a revisar el recurso de aprendizaje [Enlaces iónicos, covalentes y metálicos](#). Luego complete el siguiente cuadro que le permitirá reforzar los contenidos estudiados.

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.

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 10 se describe la relación de estas propiedades con los tipos de enlace.

Tabla 10. 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.

Adaptado de: Burns (2012)

Elaborado por: Guamán (2020)

Para profundizar en este tema y conocer algunas otras características de los enlaces químicos, es necesario que realice una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 8 *Enlaces químicos*, apartado 8.6 *Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos*. Enfatice su atención en la tabla 8.1 *Características de los enlaces químicos*.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

¿Le pareció interesante la lectura? 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.

Luego de realizar la lectura comprensiva lo invito a resolver el ejercicio 8.5 propuesto en el mismo apartado del texto básico *Fundamentos de Química*, el cual le permitirá caracterizar a los enlaces de acuerdo al comportamiento de las sustancias.

¿Cómo le fue con la resolución del ejercicio? Seguro que, con la información proporcionada en el texto básico, 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).

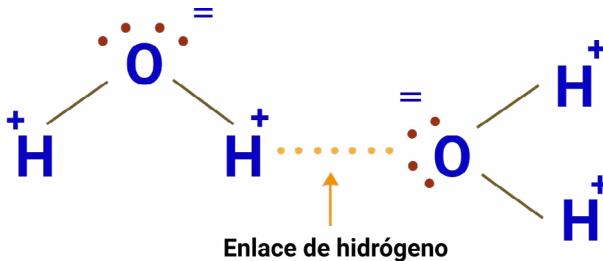


Figura 21. Puentes de hidrógeno.

Tomada de: [enlace web](#)

En la figura 21 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.

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



Actividades de aprendizaje recomendadas

Para finalizar esta unidad, lo invito a realizar las siguientes actividades con el objetivo de fortalecer los contenidos referentes a los enlaces químicos.

- Ingrese a [Enlaces Químicos](#) y valide sus conocimientos a través del desarrollo de los diferentes test que esta herramienta le propone.
- Luego, relacione los enlaces químicos con los tipos de elementos. Para lo cual, ingrese al enlace [Tabla Periódica y Enlaces químicos](#) y desarrolle la evaluación propuesta.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

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

Instrucción: Lea los siguientes enunciados y complete con la palabra correcta:

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.

Instrucción: Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y desarrolle lo solicitado.

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

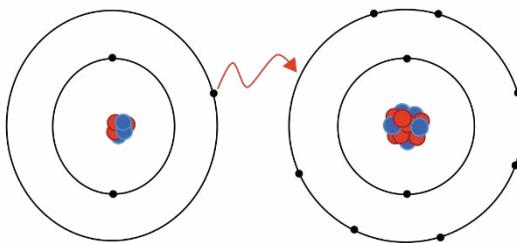


Figura 22. Enlace químico

Tomada de: [enlace web](#)

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

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

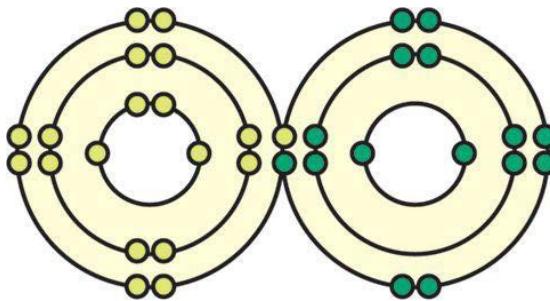


Figura 23. Enlace químico

Tomada de: [enlace web](#)

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

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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

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.

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación, sin embargo, compare sus respuestas con las que constan en el solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera discrepancias 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.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 aborda 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 24. Actividad del docente en el área de las ciencias experimentales.
Tomada de: [enlace web](#)

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 diferente 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 ésta.



Figura 25. La experimentación en Química.

Tomada de: [enlace web](#)

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 hace 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 desmotiva al estudiante, en este contexto y en relación con las causas del desinterés se observan 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



Figura 26. Proceso de aprendizaje.

Tomada de: [enlace web](#)

En síntesis, 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 éstas en el quehacer educativo proporciona las oportunidades para que ambos puedan alcanzar sus metas y progresos educativos.

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 9 se presentan los principales efectos en el aprendizaje de los estudiantes al momento de aplicar una

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

estrategia de enseñanza, de ahí la importancia que el docente las analice al momento de tomar las mejores decisiones pedagógicas.

Tabla 11. Estrategias y efectos esperados en el aprendizaje de los alumnos.

ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA	DEFINICIÓN	EFFECTOS 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.▪ Mejoran la codificación selectiva.

ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA	DEFINICIÓN	EFFECTOS 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"> ▪ Hacen más accesible y familiar el contenido. ▪ Elaboran una visión global y contextual del objeto de estudio.
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"> ▪ Comprenden información abstracta. ▪ Trasladan lo aprendido a otros ámbitos.
Mapas y redes conceptuales	Representaciones gráficas de esquemas de conocimiento (indican conceptos, proposiciones y explicaciones).	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Realizan una codificación visual y semántica de conceptos, proposiciones y explicaciones. ▪ Contextualizan las relaciones entre conceptos y proposiciones.

Adaptado de: Díaz y Hernández (2010)

Elaborado por: Guamán (2020)

Las estrategias de enseñanza citadas en la tabla 9 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,

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

las estructura con la finalidad que el estudiante construya el conocimiento, lo transforme, lo problematice, y lo evalúe. A continuación, se describen las principales técnicas enfocadas hacia la enseñanza de las ciencias, entre las más importantes tenemos:

Tabla 12. 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 u 8 personas, son lo óptimo. Cada uno de ellos trabaja produciendo conocimientos en base a 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.

Adaptado de: Torres (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

Tabla 13. 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento.
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.
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.

Adaptado de: Torres (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

Tabla 14. 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.

Adaptado de: Torres (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

Tabla 15. Collage.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento.
¿En qué consiste?	Es una técnica gráfico – 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.
Recomendaciones	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Prever los materiales con anticipación. ▪ Realizar el trabajo en grupos para intercambiar experiencias.

Adaptado de: Torres (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

Tabla 16. 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 Ischikawa.
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 útil al momento de tomar acciones correctivas, dado que, se deberá actuar con precisión sobre el fenómeno que explica el comportamiento no deseado.

Aplicable en:	En todas las áreas del conocimiento.
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 de plantea una posible solución considerando las causas anotadas. • De cada causa principal se puede tener subcausas ▪ Nota.- Esta técnica es muy utilizada para el análisis grupal de las causas que provocan un problema o situación
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.

Adaptado de: Torres (2008)

Elaborado por: Guamán (2020)

En las **tablas 12, 13, 14, 15 y 16** 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, éstas matizan la práctica pedagógica siendo necesario que el docente reflexione, experimente y valide sus técnicas de aprendizaje y examine los resultados positivos que conlleven al 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, recapitula 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 sea 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 conlleva al 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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

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 al desarrollo de habilidades y destrezas para un pensamiento lógico, crítico y razonado mediante el empleo de métodos activos que exigen la participación directa

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

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 cuáles 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](#), 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.

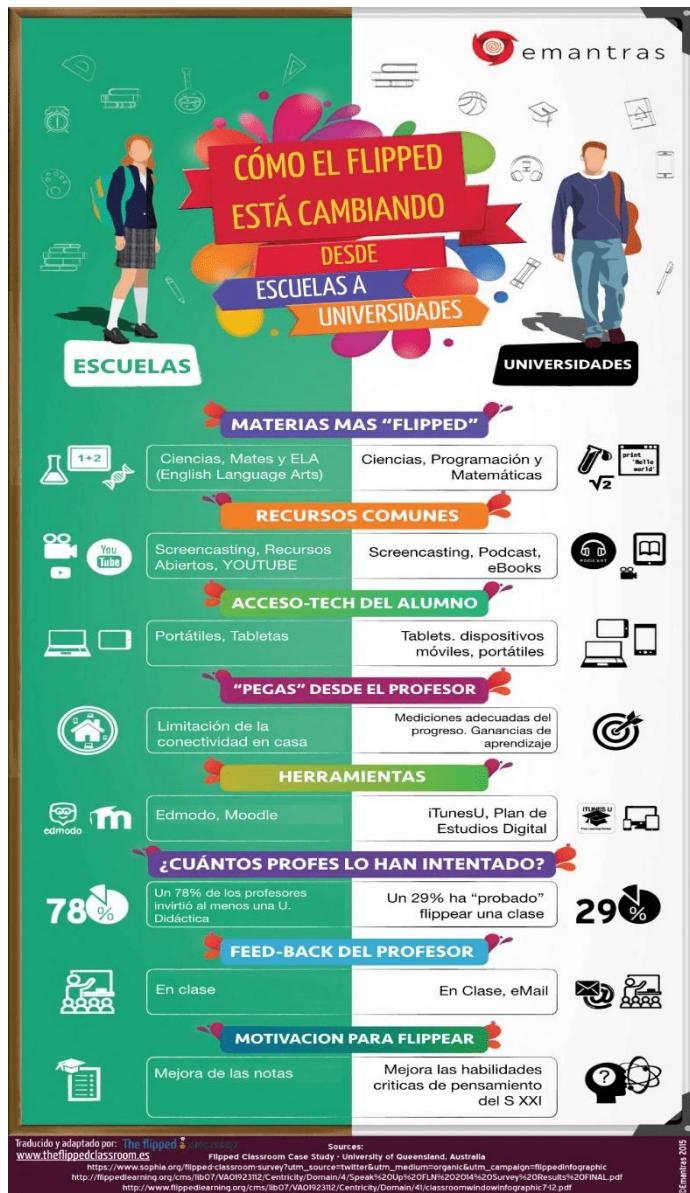


Figura 27. Flipped learning.

Fuente: Santiago (2015)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 a 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 de los recursos educativos 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. Ahora, es momento de realizar la autoevaluación de la **unidad 7**.



Autoevaluación 7

Instrucción: Lea los siguientes cuestionamientos, examine las opciones propuestas y seleccione la respuesta correcta.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Instrucción: Lea los siguientes enunciados y seleccione verdadero o falso según corresponda:

7. Los organizadores previos, como estrategia de aprendizaje, mejoran los procesos de recuerdo y comprensión.
- Verdadero.
 - Falso.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 a la Taxonomía de Bloom revisada las acciones cognitivas: analizar, evaluar y crear corresponden a las habilidades del pensamiento de orden superior.**
- Verdadero.
 - Falso.
10. **Las estrategias de aprendizaje facilitan la confrontación (interactividad) del sujeto que aprende con el objeto de conocimiento.**
- Verdadero.
 - Falso.

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación, sin embargo, compare sus respuestas de la parte objetiva con las que constan en el Solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera discrepancias o dudas, vuelva a leer los temas y revisar los recursos educativos propuestos en la unidad de estudio.

[Ir al solucionario](#)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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 el texto básico *Fundamentos de Química*; 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 ha 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.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje

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 conlleven a la producción de conocimientos y aplicación práctica y creativa en el diario vivir.



Semana 9

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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.

Recurso de aprendizaje

Revise el siguiente recurso educativo, para ello ingrese a [Reacciones en tu entorno](#) para conocer otros procesos que son importantes en nuestro diario vivir, entre ellos encontramos a la fabricación de telas, la fermentación alcohólica o la liberación de energía en forma de luz, mismos que se producen mediante procesos que implican una reacción química, ocurren en nuestro organismo y a nuestro alrededor.

En el siguiente ejemplo se describe el significado de las reacciones químicas a través del proceso de la fotosíntesis.

Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Una vez que tiene clara la diferencia entre reacción y ecuación química, lo invito a revisar el texto básico *Fundamentos de Química* del autor Burns (2012), capítulo 10 *Reacciones químicas*, apartado 10.1 *Reacciones químicas y ecuaciones químicas*, para conocer los símbolos especiales que suelen estar presentes en las ecuaciones químicas.

De acuerdo a la lectura desarrollada, se establece que una reacción química es un proceso en el cual dos o más sustancias llamadas reaccionantes, por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias llamadas productos.

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.

Recuerde:

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

Índice

Primer bimestre

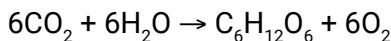
Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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, ésta va a ser igual a:

6CO_2	+	$6\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	+	6O_2
6 (44 g)	+	6 (18 g)	\rightarrow	180 g	+	6 (32 g)
264 g	+	108 g	\rightarrow	180 g	+	192 g
		372 g	\rightarrow	372 g		

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, sólo 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

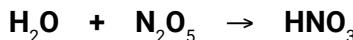
Para lograr este objetivo, existen algunos métodos de balanceo como el método del tanteo, el método algebraico, el método redox, entre otros; todos estos modifican a los coeficientes de las ecuaciones químicas para alcanzar las igualdades y su uso depende de la complejidad de las ecuaciones químicas.

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:

Reactivos	Elementos	Productos
	N	
	H	
	O	

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

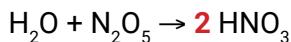
3. Cuente los átomos de los elementos de los reactivos, para lo cual considere los subíndices que indica la fórmula química. Por ejemplo, en el caso del oxígeno, está presente 1 átomo en el agua (H_2O) y 5 átomos en el pentaóxido de dinitrógeno (N_2O_5):

Reactivos	Elementos	Productos
2	N	
2	H	
6	O	

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

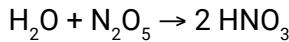
Reactivos	Elementos	Productos
2	N	1
2	H	1
6	O	3

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 sólo 1. Ante esto, conviene colocar el DOS (2) como coeficiente del ácido nítrico:



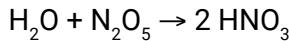
Reactivos	Elementos	Productos
2	N	2

- 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.



Reactivos	Elementos	Productos
2	H	2

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

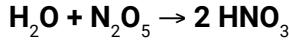


Reactivos	Elementos	Productos
6	O	6

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

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

7. De esta forma tiene una ecuación química balanceada:



Índice

Primer bimestre

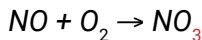
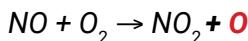
Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Recuerde:

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



En este punto es necesario que realice una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 10 *Reacciones químicas*, apartado 10.3 *Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas*.

Preste especial atención a cada uno de los ejercicios desarrollados por el autor, los cuáles le permiten mejorar las habilidades para balancear las ecuaciones químicas por el método del tanteo. Una vez que conoce este método, usted cuenta con los insumos requeridos para desarrollar la siguiente actividad de aprendizaje. ¡Ánimo!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Para fortalecer el desarrollo de los resultados de aprendizaje, lo invito a realizar las siguientes actividades:

- Ingrese al recurso [Reacciones químicas](#) y atienda la explicación dada por el docente referente al procedimiento para balancear las ecuaciones químicas.

- b. Desarrolle los ejercicios 10.5, 10.7 y 10.9 del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 10 *Reacciones químicas*, apartado *Problemas* y ponga en evidencia sus conocimientos.

Luego de las actividades desarrolladas, y con el análisis del ejemplo y el recurso propuesto en este apartado, 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.

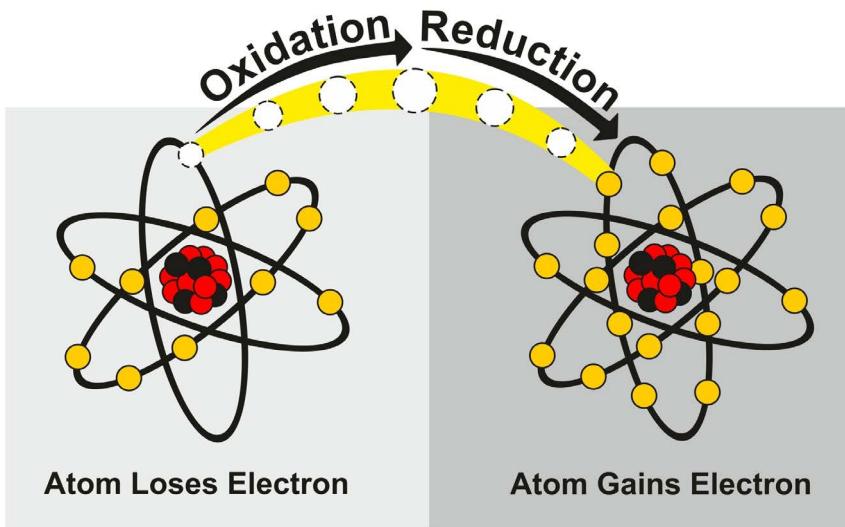
Seguro le fue muy bien con esta actividad. Recuerde que puede comparar sus resultados con el solucionario disponible al final del texto básico. Es significativo avanzar con el estudio de los principales métodos que permiten llevar a cabo el balanceo de las ecuaciones redox. Teniendo presente que las 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.

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 éstos 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 cuando ocurren procesos de oxidación y reducción, en la figura 28 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.



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.

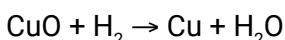
Figura 28. Reacciones de óxido - reducción.

Tomada de: [enlace web](#)

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.

Consideré 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



Índice

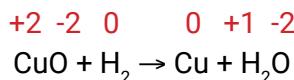
Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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



Luego se analiza que 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**.

Antes de iniciar con el balanceo de ecuaciones redox, es importante realizar una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 17 *Oxidación y reducción*, apartados 17.1 *Números de oxidación: repaso*, 17.2 *Oxidación y propiedades químicas del oxígeno* y 17.3 *Reducción y propiedades químicas del hidrógeno*.

En la lectura desarrolla, se requiere que ponga énfasis en el ejercicio 17.1, dado que, éste le permitirá recordar el procedimiento para establecer los números de oxidación estudiados en esta guía, apartado 5.12 *Número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos*. Esto es importante para el tema que se expone en la siguiente semana referente al procedimiento para balancear ecuaciones redox.



Semana 10

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.

Procedimiento para balancear ecuaciones Redox

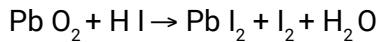
1. Plantee correctamente las fórmulas de los reactivos y productos:



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.

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

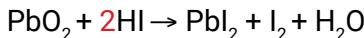
4. Establezca las semirreacciones de oxidación y reducción (reacciones que contienen únicamente a los elementos que cambiaron su estado de oxidación) y balancee la masa con el número de átomos y la carga con el número de electrones que los elementos han ganado o perdido.



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).



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:



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 balanceo 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 éstos se determinan las semirreacciones.

Recurso de aprendizaje

Para reforzar lo antes mencionado, revise el video [Reacción redox. Problema de balanceo químico.](#)

A través de este recurso multimedia, 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 electrónico, el cual puede analizarlo a través de la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 17 *Oxidación y reducción*, apartado 17.6 *Medias reacciones de oxidación y reducción*.

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

Para poner en práctica el balanceo de las ecuaciones por el método ion electrón, desarrolle el ejercicio 17.7 planteado en el apartado 17.6 *Medias reacciones de oxidación y reducción* disponible en el capítulo 17 *Oxidación y reducción* del texto básico *Fundamentos de Química*.

Muy interesante la información del balanceo de ecuaciones. Ahora debemos potenciarlos desarrollando las actividades propuestas, éstas le orientan hacia el logro del resultado de aprendizaje establecido. ¡Éxitos en su labor!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Vamos a concluir el tema de balanceo de ecuaciones químicas, realizando las actividades propuestas, mismas que conllevan al logro del aprendizaje:

- a. Ingrese al recurso [Ajustando ecuaciones](#) y realice los ejercicios planteados referentes al balanceo de ecuaciones químicas. Será una excelente forma de evaluar su aprendizaje.
- 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 son importantes a la

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

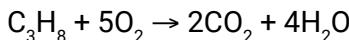
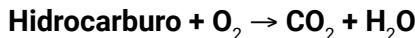
hora de lograr aprendizajes significativos pues en este caso de forma práctica nos permite entender cómo se logra balancear las ecuaciones químicas, así como lo que ocurre cuando el número de moléculas de los reactivos varía. Recuerde que estas herramientas son significativas a la hora de aprender química. 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.

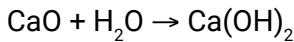
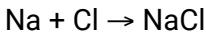
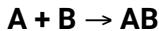
8.4.1. Reacciones de combustión

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.

Índice

Primer bimestre

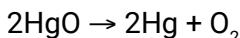
Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

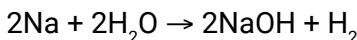
8.4.3. Reacciones de descomposición

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



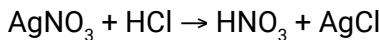
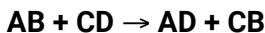
8.4.4. Reacciones de sustitución simple o desplazamiento

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.



Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Para conocer más sobre este tema realice la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 10 *Reacciones químicas*, apartado 10.4 *Clasificación de las reacciones* al apartado 10.10 *Reacciones de doble sustitución*.

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, continuemos con la revisión del recurso de aprendizaje propuesto.

Recurso de aprendizaje

Revise el 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 que lo introduce en la temática de la siguiente unidad.



Actividades de aprendizaje recomendadas

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

- a. Ingrese al enlace [Las reacciones químicas](#) y navegue por cada una de las opciones que le brinda esta plataforma interactiva.
- b. Realice un mapa conceptual de las reacciones en su entorno. Utilice la aplicación [Mindmap](#). Puede hacer uso de la

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

información del texto básico *Fundamentos de Química*, así como del recurso proporcionado en el literal a de esta actividad.

El recurso educativo multimedia 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 a 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.

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



Autoevaluación 8

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

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.

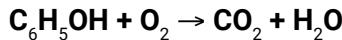
5. Una reacción de combustión como $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ es un ejemplo de ecuación redox, ya que se oxidan los átomos de _____ y se reducen los átomos de _____

- 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:



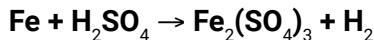
- a. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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:



- 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:



- 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. $8\text{Cl}_2 + 24\text{KOH} \rightarrow 10\text{KCl} + 6\text{KClO}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$

¡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, compare sus respuestas con las que constan en el Solucionario que está al final de la guía didáctica. Si hubiera inconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)



Semana 11



Unidad 9. Estequiométria

En la presente unidad se analizan contenidos referentes a la Estequiométria, 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.

¿Qué es la estequiometría?

Cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo, debe hacerse en base a 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 como 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 29 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.

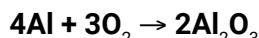


Figura 29. Cálculos de mol a mol.

Adaptado de: Burns (2011)

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 mol de Al_2O_3 .

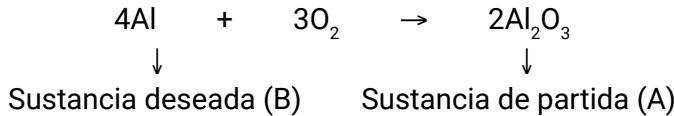


Descripción de pasos:

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



- Identifique la sustancia deseada y la sustancia de partida.



- 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:

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

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

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

- Interprete los resultados obtenido. En relación al ejemplo propuesto, se puede decir que para obtener 5,27 mol Al_2O_3 se necesitan 10,54 mol de Al.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Es necesario que ponga en práctica el procedimiento para los cálculos de mol a mol; para ello lo invito a desarrollar el ejercicio 11.2 disponible en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 11 *Estequiométría: cálculos con base en ecuaciones químicas*, apartado 11.2 *Cálculos de mol a mol*. Recuerde que los resultados obtenidos puede compararlos con las respuestas disponibles en el apéndice F del texto en referencia.

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 30 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 como las razones molares y la masa molar de la sustancia B son necesarias para esta transformación.



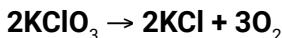
Figura 30. Cálculos de moles a masas.

Adaptado de: Burns (2011)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

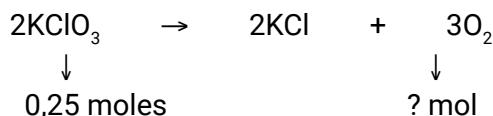
Observe y analice comprensivamente el siguiente ejemplo, sobre el cálculo de moles y masa.

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

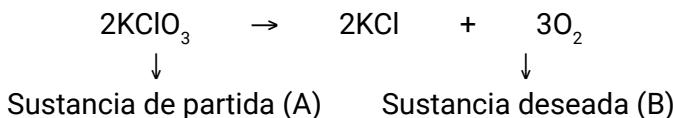


Descripción de pasos:

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:

$$\frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \circ \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

6. Determine los gramos de la sustancia B. Para ello puede hacer uso de los pasos que constan en la figura 19:

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

7. Interprete la respuesta. En relación al 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 figura 31 y el ejemplo propuesto, donde paso a paso se explica el procedimiento.



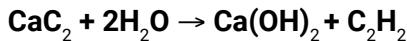
Figura 31. Cálculos de masa a masa.

Adaptado de: Burns (2011)

Tal como se observa en la figura 31, 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.

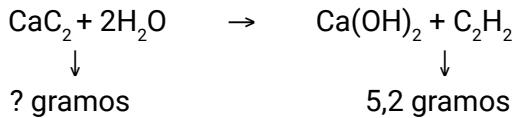
En el siguiente ejemplo se describen los pasos a seguir cuando la sustancia de partida y la sustancia deseada es requerida en gramos.

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

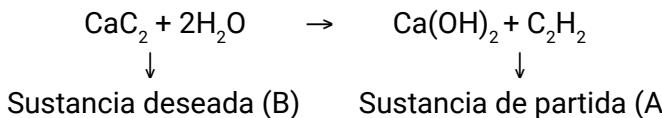


Descripción de pasos:

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



- Identifique la sustancia deseada y la sustancia de partida.



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

Razón molar:

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

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

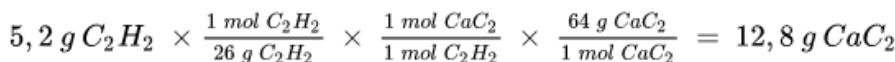
Masa molar de la sustancia de partida:

$$\begin{array}{ll} \text{Masa molar de C}_2 = & 24 \text{ g/mol} \\ \text{Masa molar de H}_2 = & 2 \text{ g/mol} \\ \text{Masa molar de C}_2\text{H}_2 = & 26 \text{ g/mol} \end{array}$$

Masa molar de la sustancia deseada:

$$\begin{array}{ll} \text{Masa molar de Ca} = & 40 \text{ g/mol} \\ \text{Masa molar de C}_2 = & 24 \text{ g/mol} \\ \text{Masa molar de CaC}_2 = & 64 \text{ g/mol} \end{array}$$

6. Determinar los gramos de la sustancia B, para ello puede seguir la secuencia de la figura 20.



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

Para profundizar en este tema realice la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 11 *Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas*, apartado 11.3 *Cálculos con moles y masas*. Preste especial atención a la figura 11.1 *Mapa de las conversiones estequiométricas* donde se indica la secuencia a seguir para convertir los gramos de A a gramos de B.

Con la lectura desarrollada, seguro que pudo comprender con facilidad el proceso para llegar a la sustancia deseada. Recuerde que, para lograr cálculos correctos, es necesario determinar las razones molares y las masas atómicas adecuadas.

Es momento de ejercitarnos en los cálculos estequiométricos, para lo cual desarrolle los ejercicios 11.3 y 11.4 disponibles en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 11 *Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas*, apartado 11.3 *Cálculos con moles y masas*. Los resultados obtenidos puede compararlos con las respuestas disponibles en el apéndice F *Soluciones de los ejercicios y respuestas de los problemas impares* del texto en referencia.

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.

Recuerde:

La reacción es gobernada por el reactivo limitante.

Recurso de aprendizaje

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 recurso 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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. ¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

En este punto, es preciso desarrollar las siguientes actividades:

- a. Resuelva el ejercicio 11.6 disponible en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 11 *Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas*, apartado 11.5 *Cálculos de reactivo limitante*. El resultado obtenido puede compararlo con la respuesta que consta en el apéndice F *Soluciones de los ejercicios y respuestas de los problemas impares* del texto básico.
- b. Ingrese a [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.

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.

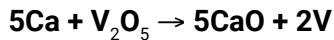
Por otra parte, a la cantidad de producto que *realmente* se obtiene en una reacción se la denomina **rendimiento real** y el cual siempre es menor que el rendimiento teórico por diversas razones tales como reacciones reversibles, productos reaccionando entre sí, etc.

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:

- 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 V₂O₅:

$$1540 \text{ g } V_2O_5 \times \frac{1 \text{ mol } V_2O_5}{182 \text{ g } V_2O_5} \times \frac{2 \text{ mol } V}{1 \text{ mol } V_2O_5} \times \frac{51 \text{ g } V}{1 \text{ mol } V} = 863,1 \text{ g } V$$

- 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.

- Calcule el rendimiento porcentual, para ello considere como rendimiento real a la cantidad de producto obtenida en el laboratorio.

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

$$Rendimiento\ porcentual = \frac{803 \text{ g}}{863,1 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = 93,04\%$$

- Interprete el resultado obtenido. En este caso, rendimiento porcentual del vanadio es del 93,04%.

Muy interesante 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

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

- a. Desarrolle los ejercicios del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 11 *Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas*, apartado *problemas*, sección *cálculos de reactivos limitantes y rendimientos porcentuales*.
- b. Ingrese al enlace [Reactivo Limitante y Rendimiento](#) y evalúe su aprendizaje con los ejercicios propuestos en el simulador interactivo.

Confío 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).

Para concluir, pongamos a prueba sus conocimientos, desarrollando la autoevaluación.



Autoevaluación 9

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

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

- () La estequiométría 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 en base a 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:

- La razón molar entre B y A.
- La masa molar de la sustancia B.
- La razón molar entre A y B.
- La masa molar de la sustancia A.

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

3. Si se conoce la masa de A, la secuencia de conversión para determinar la masa de B es:

- Gramos de A – masa molar de A – masa molar de B – gramos de B.
- Gramos de A – masa molar de A – razón molar entre B y A – masa molar de B – gramos de B.
- Gramos de A – masa molar de A – razón molar entre A y B – masa molar de B – gramos de B.
- Gramos de A – razón molar entre B y A – gramos de B.

4. Relacione las columnas:

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?

- NaOH
- H₂O
- H₂
- Na

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

¡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. Recuerde comparar sus respuestas en el apartado del Solucionario que se encuentra al final de la guía didáctica. Si hubiera disconformidades o dudas, vuelva a leer los temas correspondientes para reforzar su aprendizaje.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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.

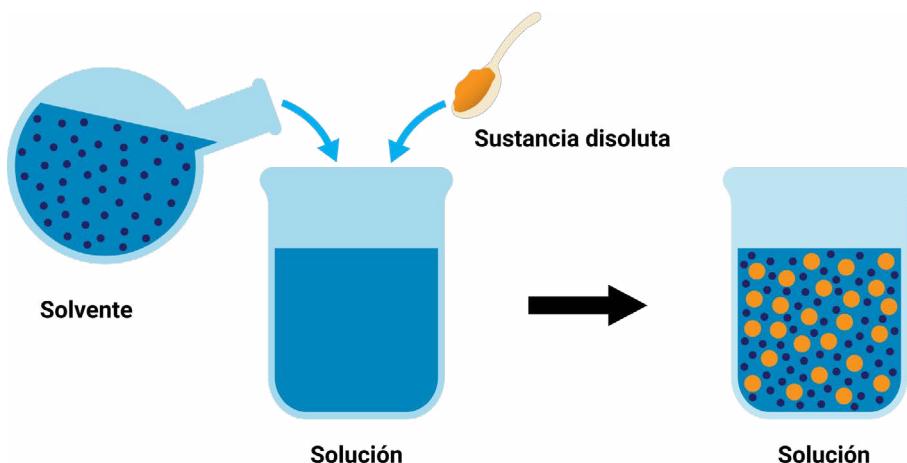


Figura 32. Componentes de la solución.

Tomada de: [enlace web](#)

La figura 32 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. En la primera, se diferencian las disoluciones diluidas, concentradas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Definición de solución o disolución.

Para conocer los tipos de soluciones según el estado de los componentes, lo invito a profundizar en este tema por medio de la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones*, apartado 14.1 *¿Qué es una solución?* Enfatice su atención en la Tabla 14.1 *Tipos de soluciones* en la cual se ejemplifican lo inicialmente expuesto.

¿Cómo le fue con la lectura? En el texto básico 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 recurso.

Recurso de aprendizaje

Es momento de conocer cómo se preparan las soluciones, para lo cual ingrese al vídeo [Preparación de soluciones](#) y observe el proceso que se sigue cuándo el soluto es un sólido o un líquido. Realice un diagrama de procesos para lograr un aprendizaje significativo de este tema.

El recurso 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 revisan más adelante usted se dará cuenta 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 ingrese al artículo [Disoluciones](#) y realice una lectura comprensiva del tema 3.4 disponible en la página 9, 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

Recuerde:

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 sólo 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 éstas, 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).

Recurso de aprendizaje

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 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 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, ésta debe estar expresada en litros.

$$\text{Molaridad } (M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

$$\text{Molaridad } (M) = \frac{0,55 \text{ mol NaCl}}{0,75 \text{ L}}$$

Molaridad (M) = 0,733 M (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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

2. Calcule los moles del soluto que existen en 250 mL de solución de $KMnO_4$. 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 $KMnO_4$.

$$0,05 \text{ mol } KMnO_4 \times \frac{158 \text{ g } KMnO_4}{1 \text{ mol } KMnO_4} = 7,9 \text{ g } KMnO_4$$

4. Interprete los resultados.

Para preparar 250 mL de solución 0,2 M de $KMnO_4$, es necesario pesar 7,9 gramos de $KMnO_4$ 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.

En la práctica, es común realizar el proceso explicado en el numeral 5; sin embargo, es necesario conocer otros procedimientos por lo que lo invito a profundizar en este aprendizaje realizando una lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones*, apartado 14.7, sección *Molaridad*.

Muy interesantes los referentes concernientes a la molaridad. El autor en el ejemplo 14.7 describe cómo preparar una solución a partir de un sólido con una concentración Molar dada: primero convierte el volumen a Litros, luego los transforma a moles con la molaridad como factor de conversión y finalmente a gramos utilizando la masa molar. Este procedimiento también puede ser usado al momento de desarrollar los ejercicios propuestos en la siguiente actividad de aprendizaje. ¡Ánimo!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice las siguientes actividades con el objetivo de fortalecer los contenidos referentes a molaridad.

- a. Desarrolle los ejercicios 14.41 al 14.46 planteados en el apartado *Problemas*, disponible al final del capítulo 14 *Soluciones* del texto básico *Fundamentos de Química*.
- 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:

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.

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.

$$Molalidad (m) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$Molalidad (m) = \frac{0,82 \text{ mol } NaCl}{10 \text{ kg solvente}}$$

$$\boxed{Molalidad (m) = 0,082 \text{ m}}$$

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:

$$\text{Normalidad } (N) = \frac{\text{N}^{\circ} \text{ Equivalente gramo soluto } (Eq - g)}{\text{volumen de la solución } (L)}$$

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:

$$N^{\circ} Eq - g = \frac{\text{gramos de soluto}}{Eq - g}$$

Recuerde:

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

$$\text{Normalidad } (N) = \frac{\text{Nº Equivalente gramo soluto (Eq - g)}}{\text{volumen de la solución (L)}}$$

$$\text{Normalidad } (N) = \frac{7,5}{1}$$

$$\text{Normalidad } (N) = 7,5 \text{ N} \text{ (se lee 7,5 normal)}$$

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.

$$\text{Fracción molar } (X_i) = \frac{n_i(\text{moles de sustancia})}{n_t(\text{moles totales de la disolución})}$$

$$\text{Fracción molar (soluto)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$\text{Fracción molar (solvente)} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

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 como se aplican las fórmulas antes expuestas.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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:

$$\text{Fracción molar (metanol)} = \frac{\text{moles de metanol}}{\text{moles totales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (metanol)} = 10 / 19 = 0,53$$

Para el etanol:

$$\text{Fracción molar (etanol)} = \frac{\text{moles de etanol}}{\text{moles totales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (etanol)} = 1 / 19 = 0,05$$

Para el agua:

$$\text{Fracción molar (agua)} = \frac{\text{moles de agua}}{\text{moles totales de la solución}}$$

$$\text{Fracción molar (agua)} = 8 / 19 = 0,42$$

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 enlace [Las disoluciones](#) 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.

Con el recurso 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 (sóluto) en relación a la o las sustancias que lo disuelven (solvente). Ahora es tiempo de continuar con el estudio de las unidades físicas. ¡Adelante!

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 sóluto 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 sóluto presentes en 100 gramos de solución.

$$\frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} * 100$$

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% (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 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.

$$600 \text{ mL solución} * \frac{0,97 \text{ g solución}}{1 \text{ mL solución}} = 582 \text{ g solución}$$

4. Una vez que conoce la masa de la solución, reemplace los valores en la fórmula del % peso.

$$\% \text{peso} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} * 100$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{\text{masa de la solución} * \% \text{peso}}{100}$$

$$\text{masa del soluto} = \frac{582 * 24}{100}$$

Masa del soluto = 139,68 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, revise el contenido del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones*, apartado 14.7 *Expresiones de la concentración de las soluciones*, sección *Porcentaje en masa*. Luego desarrolle los ejercicios 14.53 al 14.56 disponibles en el apartado problemas del mismo capítulo. Recuerde que los resultados obtenidos puede compararlos con las respuestas disponibles en el apéndice F del texto en referencia.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} * 100$$

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:

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 6,98%, es decir existen 6,98 mL de HCl por cada 100 mL de solución.

Para lograr un aprendizaje significativo de estos cálculos, desarrolle los ejercicios 14,47 al 14,52 disponibles en el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones, apartado problemas*. Puede apoyarse en los contenidos del apartado 14.7 *Expresiones de la concentración de las soluciones*, sección *Porcentaje en volumen*.

¿Cómo le fue con el desarrollo de los ejercicios? 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 10%.

Descripción de pasos:

- Identifique los componentes de la solución.

Soluto:

Solución: 400 mL, 10% p/v

2. Remplace 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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. Remplace los datos en la fórmula seleccionada y obtenga el resultado.

$$ppm = \frac{\text{masa del soluto}(mg)}{\text{volumen de la solución}(L)}$$

$$ppm = \frac{3,5 \text{ mg}}{0,825 \text{ L}}$$

$$\mathbf{ppm = 4,24 \text{ ppm}}$$

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 la lectura significativa del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones*, apartado 14.7, *Expresiones de la concentración de las soluciones*.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 los ejercicios 14.57 al 14.64 disponibles en el apartado *Problemas*, del capítulo 14 *Soluciones* del texto básico *Fundamentos de Química*. 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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. Remplace 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.

Recurso de aprendizaje

El recurso educativo 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 recurso 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 los ejercicios 14.65 al 14.70 expuestos en el apartado *Problemas*, del capítulo 14 *Soluciones* del texto básico *Fundamentos de Química*. Puede revisar el contenido teórico de este tema en el apartado 14.7 *Expresiones de la concentración de las soluciones*, sección *Preparación de soluciones por dilución*.

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 14.8, *Propiedades coligativas de las soluciones*, disponible en el capítulo 14 *Soluciones* del texto básico *Fundamentos de Química*.

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 éstas por el tamaño de las partículas, pues su dimensión oscila entre 1 a 100 nm.

Para conocer más acerca de las dispersiones coloidales, lo invito a revisar el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 14 *Soluciones*, apartado 14.9, *Coloides*. Preste especial atención a la tabla 14.4 *Propiedades de las soluciones, coloides y suspensiones* que le permitirá diferenciar las propiedades de las soluciones, dispersiones coloidales y suspensiones.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

El autor del texto básico hace referencia a tres propiedades: tamaño de la partícula, tipo de mezcla y separación física de sus componentes. En este sentido, las soluciones tienen un tamaño de partícula significativamente menor a los coloides y suspensiones y sus componentes no pueden ser separados por filtración, sedimentación o diálisis.

Recurso de aprendizaje

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 la actividad de aprendizaje recomendada.

¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Una vez que revisó el contenido de este tema en el texto básico, así como el recurso de aprendizaje propuesto, es momento de poner a prueba lo aprendido a través del desarrollo de la siguiente actividad:

- a. Ingrese al enlace [Cerebriti](#) y evalúe su aprendizaje a través del juego propuesto.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

¿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.

Ahora le propongo una actividad donde deberá diferenciar los tipos de dispersiones.

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.

Lo felicito por su constancia demostrada en cada una de las actividades. Finalmente lo invito a desarrollar la autoevaluación.



Autoevaluación 10

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

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

- a. () Los elementos de una solución son reactivos y productos.
- b. () El componente de una disolución que está en mayor proporción es el solvente.
- c. () Una dilución es una disolución de menor concentración que aquella de la que partimos.

2. Los factores que influyen en la solubilidad son:

- a. Naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura y presión osmótica.
- b. Naturaleza del soluto, temperatura y punto de ebullición.
- c. 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:

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

8. **Para preparar medio litro de ácido sulfúrico 0,1 M a partir de otro 6M se necesitará:**
- Añadir 10,5 mL de ácido concentrado a agua pura hasta obtener el medio litro de disolución.
 - Añadir 8,3 mL de ácido concentrado a 500 mL de agua.
 - 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.**
- 0,0136
 - 0,00423
 - 0,0732
 - 0,018
10. **La concentración normal de 20 gramos de hidróxido de berilio en 700 mL de una disolución es:**
- 2,20 N
 - 0,66 N
 - 1,33 N
 - 1,1 N

¡Excelente trabajo! Recuerde comparar sus respuestas en el apartado del Solucionario que se encuentra al final de la guía didáctica. Ahora se merece descansar unos minutos como recompensa de la tarea cumplida. Retome el estudio con mucha energía y empeño, siga adelante que lo está haciendo muy bien.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 13



Unidad 11. Velocidades de reacción y equilibrio químico

Iniciamos una nueva semana de estudios, esta vez revisaremos los contenidos de la Unidad 11 correspondiente a Velocidades de reacción y equilibrio químico, donde se analiza 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

las reacciones es útil 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 como 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.

Recuerde:

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 la actividad de aprendizaje. ¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de realizar las actividades propuestas con el fin de fortalecer los conocimientos adquiridos hasta el momento:

- Revise el texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 15 *Velocidades de reacción y equilibrio químico*, apartado 15.1

Velocidades de reacción: teoría de colisiones y con ayuda de la herramienta [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.

- b. En el enlace [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 recursos educativos multimedia, le permitió conocer a 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.

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 33, 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.

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.

Profundice en este tema a través de la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 15 *Velocidades de reacción y equilibrio químico*, apartado 15.2, *Factores que gobiernan las velocidades de reacción*. Preste especial atención a la sección *La química en nuestro mundo*.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 puede 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 15 *Velocidades de reacción y equilibrio químico*, apartado 15.3, *Reacciones reversibles y equilibrio* y 15.4 *Principio de Le Châtelier*. Preste especial atención a los factores que influyen en el equilibrio de un sistema.

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 en el caso en que las condiciones de temperatura y presión permanezcan estables.

Recurso de aprendizaje

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 recurso, nos conlleva al estudio de los ácidos y bases, por lo que es necesario que ponga atención a los puntos analizados.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Actividades de aprendizaje recomendadas

Luego de realizar la lectura comprensiva del texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 15 *Velocidades de reacción y equilibrio químico*, apartado 15.4, secciones *cambios de concentración, cambios de temperatura y cambios de volumen y de presión*, utilice la herramienta [Goconqr](#) para elaborar un organizador gráfico 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. Para concluir, pongamos a prueba sus conocimientos, desarrollando la autoevaluación.



Autoevaluación 11

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

1. La velocidad de reacción se puede definir como:

- a. La rapidez con la que se efectúa una reacción.
- b. La cantidad de masa perdida en la unidad de tiempo.
- c. Los moles de reactivo o producto que se pierden por segundo.

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:**
- Estado de agregación.
 - Temperatura.
 - Concentración de reactivos.
 - 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:**
- Catalizadores.
 - Temperatura.
 - Concentración de los reactivos.
 - Tamaño de las partículas.
7. **A mayor colisión entre partículas o moléculas, mayor es:**
- La temperatura.
 - La concentración de los reactivos.
 - La velocidad de reacción.
 - 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:**
- Estado de agregación.
 - Tamaño de las partículas.
 - Concentración de los reactivos.
 - Temperatura.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 éste tiende a evolucionar en el sentido de restablecer el estado inicial.
- b. Al variar la presión de un sistema, éste 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.

¡Felicitaciones! Su dedicación y empeño le están permitiendo alcanzar los resultados de aprendizaje. Recuerde que puede comparar sus respuestas con el solucionario disponible al final de esta guía. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 14



Unidad 12. Ácidos y bases

Iniciamos una nueva semana de estudios, esta vez revisaremos los contenidos de la Unidad 11 correspondiente a Ácidos y Bases, donde se analiza 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 éstos se pueden clasificar de acuerdo a 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^-).

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

A continuación de manera resumida se presentan las características principales de los ácidos y bases, de acuerdo a la teoría de Arrhenius:



- 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.

Figura 34. Características de ácidos y bases.

Adaptado de: Burns (2011)

En la figura 34 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.

Reacción ácido - base.

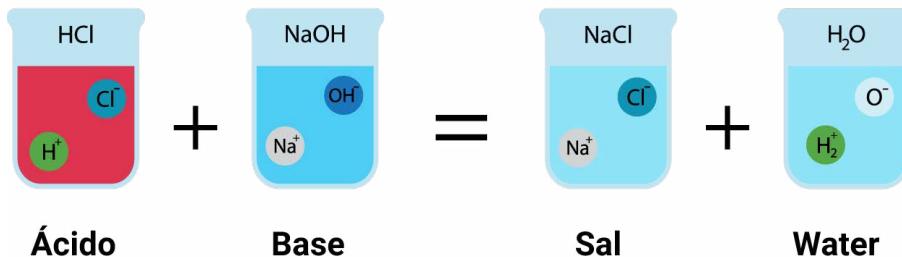


Figura 35. Reacción ácido - base.

Tomada de: [enlace web](#)

La figura 35 muestra como 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 sólo 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

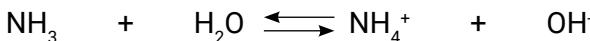
Bronsted y Lowry basados en la ausencia de radicales H^+ y OH^- en algunas sustancias, establecen una definición más general de los ácidos y bases resumida en lo siguiente:

- **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.

Adicional 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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 16 Ácidos y bases, apartado 16.6, *Definiciones de ácidos y bases de Brønsted-Lowry*. Enfatice su lectura en los ejemplos desarrollados por el autor y en la tabla 16.3 *Fuerza relativa de algunos ácidos de Brønsted-Lowry y sus bases conjugadas* que detalla 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 producto de la adición del protón a la base. El autor también señala que el agua es anfiprótica, es decir actúa como ácido o base debido a que puede ganar o perder protones.

A continuación, se presenta un artículo referente a la definición de Brønsted-Lowry. Preste atención.

Recurso de aprendizaje

Es momento de afianzar los conocimientos. Para ello lo invito a revisar el artículo [Definición de ácidos y bases de Brønsted-Lowry](#). La autora, sintetiza de manera clara la temática abordada y concluye que una reacción ácido-base es cualquier reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base. Después de haber revisado el recurso de aprendizaje, 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.

El autor del texto básico *Fundamentos de Química* incluye la figura donde destaca que la definición de Lewis de ácidos y bases es de alcance general. Lo invito a revisar este contenido en el capítulo 16 Ácidos y bases, apartado 16.7, *Definiciones de ácidos y bases de Lewis*.

Una vez que conoce las diferentes teorías respecto a los ácidos y bases, usted cuenta con los insumos requeridos para desarrollar la siguiente actividad de aprendizaje en donde deberá determinar las diferencias de estas teorías. ¡Adelante!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de comprobar si ha conseguido interiorizar los contenidos analizados, realizando la siguiente actividad de aprendizaje:

1. Ingrese al enlace [Química](#). Es un recurso 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

2. 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:

CRITERIO	ARRHENIUS	BRONSTED - LOWRY	LEWIS
Definición de ácido			
Definición de base			
Reacción ácido base			
Limitaciones			

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:

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

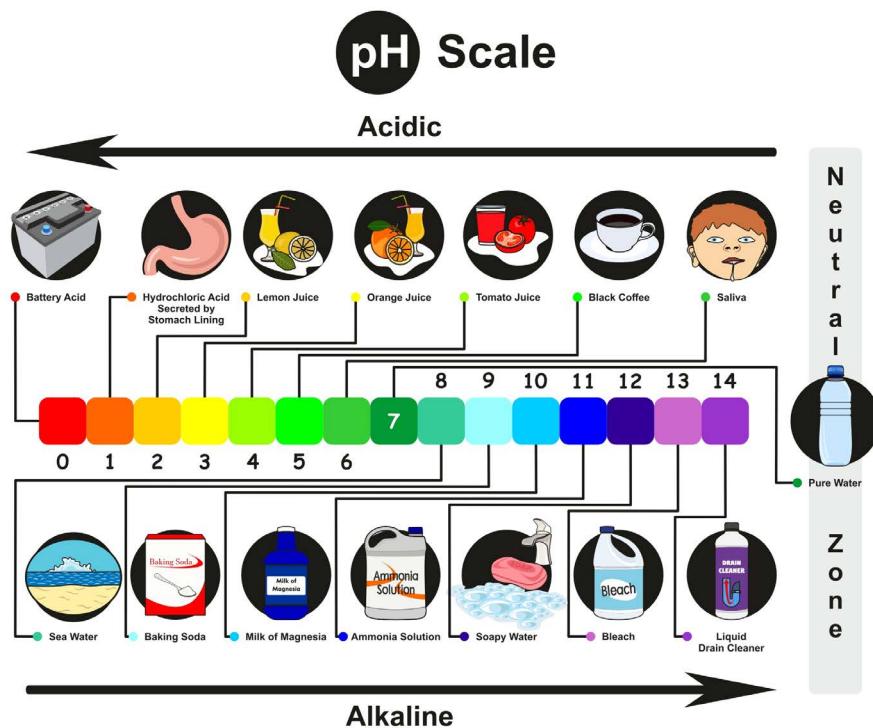


Figura 36. Escala de pH.

Tomada de: [enlace web](#)

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?

- Para el desarrollo del ejercicio se parte de la fórmula general:

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

- Se sustituyen los datos y se obtiene la respuesta:

$$pH = -\log [1 \times 10^{-6}]$$

$$pH = 6$$

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 texto básico *Fundamentos de Química*, capítulo 16 Ácidos y bases, apartado 16.9 *La escala de pH*. 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

los datos, al contrario, resultan ser atractivas 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. ¡Éxitos en su labor!



Actividades de aprendizaje recomendadas

Es momento de hacer uso de la tecnología, para ello lo invito a realizar las siguientes actividades:

1. Revise el simulador [Escala de pH](#) y navegue por cada una de las opciones que este recurso le ofrece. Luego realice la medición del pH de las siguientes sustancias y determine si es ácido o base:

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

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:

1. Ingrese al libro de [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.
2. En el recurso [ácido – base](#) utilice el pH-metro y el papel indicador para determinar el pH de las siguientes soluciones:

Solución	pH-metro	Papel indicador
Agua		
Ácido fuerte		
Ácido débil		
Base fuerte		
Base débil		

3. Ahora, interactué por el simulador [Indicadores ácido-base](#). Lea las instrucciones para hacer uso del recurso 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! Finalice su trabajo con el desarrollo de la autoevaluación.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Autoevaluación 12

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

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:**
- Arrhenius.
 - Brönsted y Lowry.
 - 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⁻)**
- Básicas, mayor a 7.
 - Ácidas, mayor a 7.
 - Básicas, menor a 7.
7. **El pH de una disolución cuya concentración de [OH⁻] es igual a 7.2×10^{-12} M es:**
- 10.14
 - 11.14
 - 2.86
8. **El pH del agua es:**
- Neutro.
 - Ácido.
 - Base.
9. **El jugo gástrico tiene un pH de 1.5 por lo que puede ser considerado como**
- Base fuerte.
 - Ácido fuerte.
 - Ácido débil.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

¡Felicitaciones! Su dedicación y empeño le están permitiendo alcanzar los resultados de aprendizaje. Recuerde que puede comparar sus respuestas con el solucionario disponible al final de esta guía. Ahora vamos a revisar un nuevo contenido que es igual de importante que el estudiado; con el mismo interés repasemos el siguiente tema.

[Ir al solucionario](#)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Semana 15

A través del presente resultado de aprendizaje usted conocerá los principios para desarrollar las unidades de planificación desplegando el currículo en el tercer nivel de concreción tomando en cuenta los elementos esenciales: fines, objetivos, contenidos, metodología, recursos y evaluación.



Unidad 13. Planificación didáctica

13.1. Consideraciones generales

Para finalizar el estudio de la asignatura, ahora corresponde revisar la unidad 13 relacionada a la 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 ésta. 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 brindan la naturaleza, la comunidad y los espacios virtuales.



Figura 37. Ambiente de aprendizaje real.

Tomada de: [enlace web](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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”. Así mismo Tyler citado en Jara (2011) resalta que currículo es un “proceso a través del cual se determina 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. Así mismo 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 ésta 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.

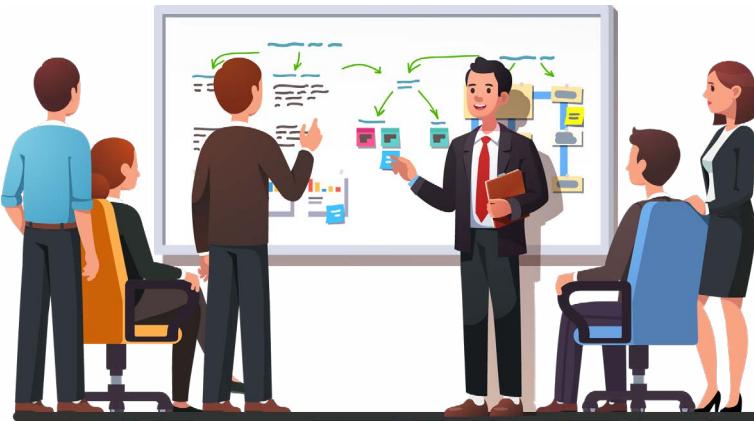


Figura 38. Planificación docente.

Tomada de: [enlace web](#)

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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 a 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 a 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.).

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 brindan 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](#)

Los recursos educativos antes expuestos 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

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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

- 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 los siguientes recursos educativos:

- [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. De seguro estará listo para poner en práctica los conocimientos desarrollando la autoevaluación de la unidad 13.



Autoevaluación 13

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

Seleccione la alternativa correcta.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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*.**
- Acciones que desarrollar el saber hacer, los conocimientos asociados y el nivel de profundidad.
 - Acciones que cumplen los estudiantes y desarrollan las destrezas con criterios de desempeño.
 - 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.**
- Son los requisitos mínimos de dominio de las destrezas con criterio de desempeño.
 - Son actividades que guarda relación con todos los componentes curriculares.
 - Son acciones vitales porque contienen el saber hacer y los conocimientos asociados.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

Con todos los conocimientos que tiene al respecto, seguramente le fue muy bien en la autoevaluación, sin embargo, compare sus respuestas en el apartado del solucionario que se encuentra al final de la guía didáctica. 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.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 el texto básico *Fundamentos de Química*; 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 disciplinares de la química.

¡Muy bien, lo felicito!



4. Solucionario

A continuación, se presenta el solucionario de la parte objetiva de las autoevaluaciones con la respectiva retroalimentación a fin de que usted confirme sus mejoras en el aprendizaje.

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	El compuesto se forma por el mismo tipo de elementos.
	V	La solución es una mezcla homogénea.
	F	El agua es un compuesto químico formado por H y O
	V	Las propiedades químicas se evidencian a partir de los cambios químicos.

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Autoevaluación 1		
Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
7		<p>Estado sólido: forma definida y volumen definido.</p> <p>Estado líquido: forma indefinida y volumen definido.</p> <p>Estado gaseoso: forma indefinida y volumen indefinido.</p>
8		<p>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.</p>
9	a b a d b c	<p>Mezcla homogénea: mayonesa</p> <p>Mezcla heterogénea: ensalada césar</p> <p>Mezcla homogénea: solución de cloro</p> <p>Compuestos: ácido sulfúrico</p> <p>Mezcla heterogénea: piedras y madera</p> <p>Elementos: azufre</p>
10		<p>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.</p>

[Ir a la autoevaluación](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 0786.
7		169,9 g $1,18 \times 10^6$
8		$4,35 \times 10^7$ $8,277 \times 10^{-3}$
9		1528,55 m/min $3,20 \text{ kg/dm}^3$
10		10 $2,9 \times 10 \text{ ug/ml}$

Ir a la
autoevaluación

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

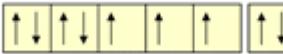
Autoevaluación 3		
Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	Los isótopos son átomos de un mismo elemento con un número atómico igual pero diferente masa.
2	d	El número atómico es igual a la suma de los protones existentes en el núcleo del átomo.
3	d	La masa atómica se define por la suma de los protones 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

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Autoevaluación 4

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
8		<ul style="list-style-type: none">▪ Nitrógeno:  <ul style="list-style-type: none">▪ Ion Cl: 
9		$Co: [Ar]$  $[Ar]3d^74s^2$
10		El cobalto tiene en su cuarto nivel de energía, dos electrones de valencia.

[Ir a la autoevaluación](#)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)**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	ácido sulfuroso y ácido sulfúrico																
	c	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																
8		<table border="1"> <thead> <tr> <th>Compuestos</th> <th>Nombre</th> <th>Catión</th> <th>Anión</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$</td> <td>Nitrato de zinc Bis[trioxonitrito (V)] de zinc Nitrito cíncico</td> <td>Zn^{2+} ion zinc</td> <td>NO^{3-} ion nitrato</td> </tr> <tr> <td>Li_3PO_4</td> <td>Fosfato de litio Tetraoxofosfato (V) de trilitio fosfato lítico</td> <td>Li^+ ion litio</td> <td>PO_4^{3-} ion ortofosfato o fosfato</td> </tr> <tr> <td>$\text{Al}(\text{OH})_3$</td> <td>Hidróxido de aluminio Trihidróxido de aluminio Hidróxido alumínico</td> <td>Al^{3+} ion aluminio</td> <td>OH^- ion hidróxido</td> </tr> </tbody> </table>	Compuestos	Nombre	Catión	Anión	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de zinc Bis[trioxonitrito (V)] de zinc Nitrito 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
Compuestos	Nombre	Catión	Anión															
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de zinc Bis[trioxonitrito (V)] de zinc Nitrito 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															
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](#)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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	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.
	Negativa	
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	No metal con no metal forma un enlace covalente
	c	Metal con no metal forman un enlace iónico
	a	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 a 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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	Nº 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Autoevaluación 9

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	V	Verdadero
	F	El reactivo límite es el que se consume totalmente durante la reacción química.
	F	Las razones molares se determinan en base a 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	Reactivo limitante: se consume en su totalidad en una reacción.
	b	Rendimiento real: cantidad de producto que se obtiene efectivamente de una reacción específica.
	a	Rendimiento teórico: Cantidad máxima de una sustancia que puede ser producida por la reacción completa de todo el reactivo limitante.
	c	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



[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Autoevaluación 10		
Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	F	Los elementos de una solución son soluto y solvente.
	V	Verdadero
	V	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	% p/v: gramos de soluto en 100 mL de solución.
	f	N: Equivalentes químicos de soluto en mil mL de solución.
	d	M: moles de soluto en 1 L de solución.
	b	% v/v: mililitros de soluto en 100 mL de solución.
	a	% p/p: gramos de soluto en 100 gramos de solución.
	e	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](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Autoevaluación 11		
Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	Ninguna de las anteriores es correcta. La velocidad de reacción se 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 éste tiende a evolucionar en el sentido de restablecer el estado inicial.

Ir a la
autoevaluación

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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 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

AreaCiencias. (s/f). *Area 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*. Mexico: Pearson.

Burns, R. A. (2011). *Fundamentos de Química*. México: Pearson.

CGFIE - IPN. (2015). *Apoyo Educativo Virtual*. Recuperado de https://www.aev.cgfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema4/subtema2/subtema2.html

Chang, R. (2010). *Química*. México: Mc GrawHill.

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-reduccion>

De Zubiría Samper, M. (2007). *Enfoques Pedagógicos y Didácticas Contemporáneas*. Colombia: FiPC.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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). *Como ser mejor maestro: el método ELI*. Editorial Trillas.

Galiano J y Sevillano García M. (2015). *Estrategias de enseñanza de la Química en la formación inicial del Profesorado*. Education Siglo XXI. Vol. 33 nº 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*. Recuperado de <https://recursos2.educacion.gob.ec/wp-content/uploads/2020/04/2bgu-Qui%CC%81-F2.pdf>

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Montes, M. (2011). Estrategias docentes y métodos de enseñanza-aprendizaje en la Educación Superior. *Humanidades Médicas*, 11(3), 475-488. Recuperado de http://scielo.sld.cu/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1727-81202011000300005&lng=es&tlang=es.

Ortega-Quevedo, V. y Gil, C. (2018). Estudio de aplicación de modelos didácticos de Ciencias Experimentales en un proyecto Comunidad de Aprendizaje. *ReDoCrea*, (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.

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.

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Mgc/2020/07/06

Mgc/2020-07-27 primera corrección

MGC/2020-09-03_ENVÍO A departamento