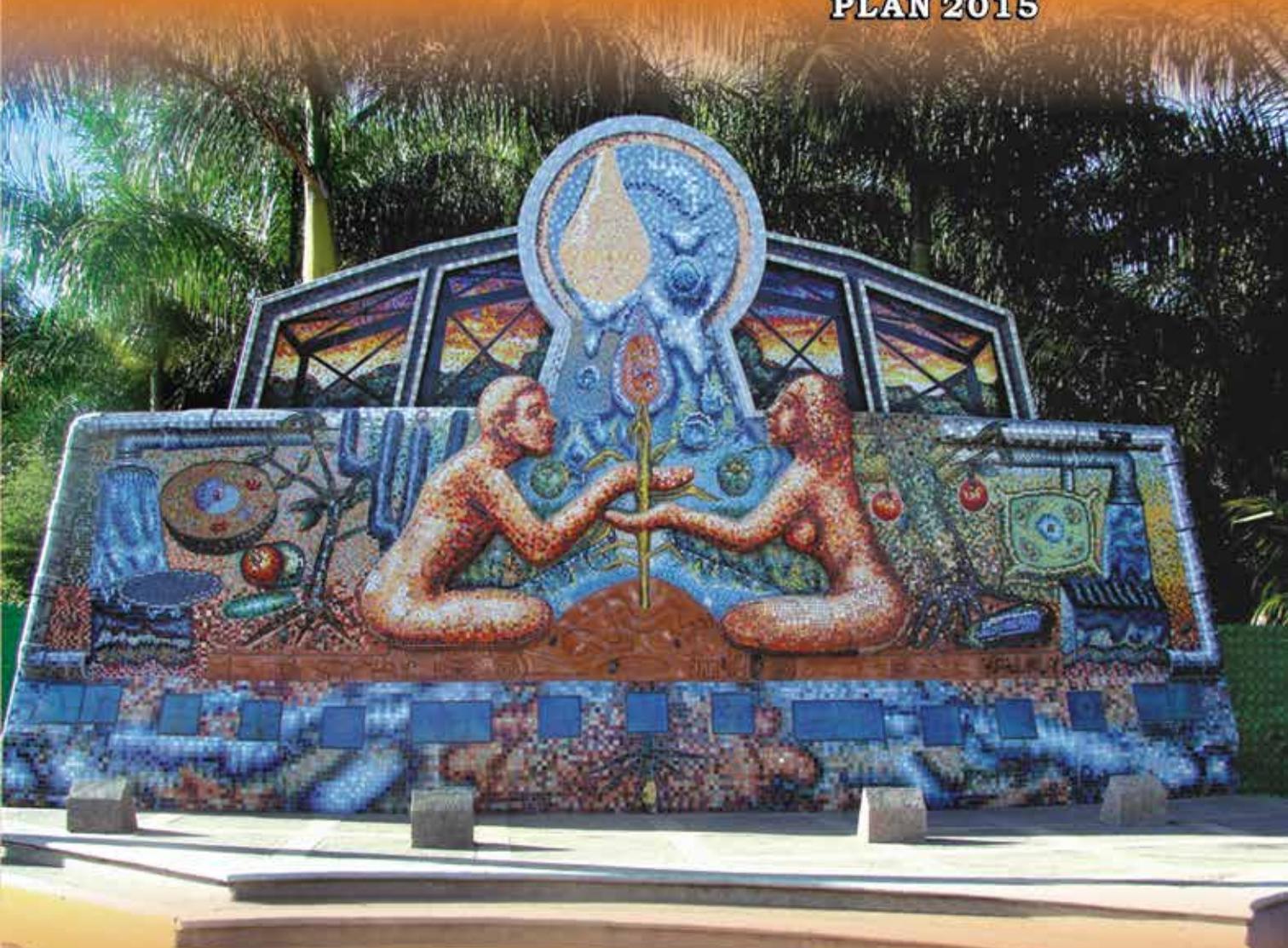


Química Cuantitativa II

Un enfoque en competencias

PLAN 2015



Javier Cruz Guardado
Jesús Isabel Ortíz Robles
María Elena Osuna Sánchez
Guillermo Ávila García



Universidad Autónoma de Sinaloa | Dirección General de Escuelas Preparatorias

Química Cuantitativa II

Un enfoque en competencias

QUÍMICA CUANTITATIVA II

*Javier Cruz Guardado, Jesús Isabel Ortíz Robles,
María Elena Osuna Sánchez y Guillermo Ávila García*

1ª edición, 2018.

Colaboradores:

Levy Noé Inzunza Camacho, Gloria Maribel Zavala Bejarano.

Corrección de estilo y ortografía:

*Javier Cruz Guardado, Jesús Isabel Ortíz Robles,
María Elena Osuna Sánchez.*

Revisión técnica:

Jesús Isabel Ortíz Robles, Javier Cruz Guardado.

Diseño:

Irán Ubaldo Sepúlveda León.

Fotografía de portada:

Escultopintura “agua de vida”, autor: Ernesto Ríos Rocha,
ubicada en Japac Country Club, Culiacán, Sin.

Dirección General de Escuelas Preparatorias
Universidad Autónoma de Sinaloa
Ciudad Universitaria, Circuito Interior Ote. S/N
Culiacán, Sinaloa, México.

Impreso en México.

Once Ríos Editores.

Río Usumacinta 821 Col. Industrial Bravo.
Culiacán de Rosales, Sinaloa, México.

Contenido

Presentación	9
------------------------	---

UNIDAD I

LAS DISOLUCIONES QUÍMICAS

Las disoluciones: componentes y tipos de disoluciones	13
---	----

Lectura: La “magia” del agua

Elabora tu proyecto de ciencias	22
---	----

Solubilidad: factores que la afectan	26
--	----

Lectura: El chocolate, de México para el mundo

Formas cualitativas de expresar la concentración de una disolución	37
--	----

Lectura: ¡Que tanto es tantito!

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (por ciento en masa)	45
--	----

Lectura: ¿Por qué el agua de mar es salada?

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (por ciento en volumen)	52
---	----

Lectura: El chorizo de Mocoquito

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (partes por millón)	59
---	----

Lectura: Los derrames mineros

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (molaridad)	73
---	----

Lectura: ¿Molaridad o moralidad?

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (molalidad)	83
---	----

Lectura: ¿Qué unidades de concentración utilizar en una disolución?

Propiedades coligativas de las disoluciones (disminución de la presión de vapor)	88
--	----

Lectura: Una entrevista con sentido químico (parte I)

Propiedades coligativas de las disoluciones (elevación del punto de ebullición)	96
---	----

Lectura: Una entrevista con sentido químico (parte II)



Propiedades coligativas de las disoluciones (disminución del punto de congelación)	102
<i>Lectura:</i> Las propiedades coligativas, las paletas y la nieve de garrafa	
Propiedades coligativas de las disoluciones (ósmosis y presión osmótica)	112
<i>Lectura:</i> La conserva de papaya un dulce típico del pueblo mágico de Cosalá	
Subproductos de la unidad I	122



UNIDAD II

DISOLUCIONES ÁCIDAS, BÁSICAS Y NEUTRAS

Ácidos y bases: propiedades macroscópicas	131
<i>Lectura:</i> Los indicadores naturales y las propiedades macroscópicas	
Teoría ácido-base de Arrhenius	139
<i>Lectura:</i> Los ácidos y bases un poco de historia...	
Teorías ácido-base: Brønsted-Lowry	147
<i>Lectura:</i> El surgimiento de una nueva teoría ácido-base	
Reacciones de neutralización	154
<i>Lectura:</i> La neutralidad desde diferentes ámbitos	
El pH y su importancia en la vida cotidiana	165
<i>Lectura:</i> La acidez y la basicidad en los procesos naturales	
Subproductos de la unidad II	176



ANEXO

Prácticas de laboratorio Química Cuantitativa II	181
Bibliografía	203

Presentación

El propósito de esta obra es contribuir al perfil del egresado de nuestro bachillerato y de la Educación Media Superior, toda vez que ha sido elaborado y alineado al programa de la asignatura de Química Cuantitativa II, del cual retoma y promueve las competencias genéricas y disciplinares extendidas planteadas en el Marco Curricular Común de la Reforma Integral de la Educación Media Superior (RIEMS) y las reformuladas en el nuevo diseño curricular 2015 del bachillerato de la Universidad Autónoma de Sinaloa.

Este libro consta de dos unidades y un anexo. La primera unidad se denomina, las disoluciones químicas y tiene el propósito de desarrollar en el estudiante la habilidad para resolver problemas estequiométricos relacionados con la concentración del soluto presente en una disolución, en forma teórica y experimental, destacando la importancia de este tipo de mezclas en los diferentes ámbitos de la vida cotidiana. Aun y cuando fue eliminada la unidad dedicada al agua, se rescata a través de las dos unidades muchas de las propiedades de esta sustancia tan importante para la vida en la Tierra.

La segunda unidad se denomina, disoluciones ácidas, básicas y neutras.y tiene el propósito de promover en el estudiante la capacidad de calcular la acidez, basicidad o neutralidad de una disolución y explicar estas características con base en las teorías ácido-base de Arrhenius y Brönsted-Lowry, así como valorar la importancia del pH en la vida cotidiana y en el cuidado del ambiente.

En el anexo se incorporan las prácticas de laboratorio a desarrollar durante el curso y otras que se propone puedan ser utilizadas como proyectos de ciencia por los estudiantes.

Es importante señalar que en esta obra al igual que en Química Cuantitativa I, se incorporan al inicio de cada proceso una actividad de sensibilización, la cual tiene como propósito sensibilizar y motivar a los estudiantes a través de lecturas contextualizadas, que a la vez son introductorias al tema a abordar y que ayudan a relacionar el conocimiento científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente. Estas lecturas también buscan que el estudiante conozca parte de la historia, la geografía y las costumbres del pueblo sinaloense, toda vez que incorpora pueblos como Mocorito, Cosalá, La Cruz, El Quelite y Concordia.



En cada una de las unidades aparece información relevante, a través de apartados como: Conozca más...y ¿sabías que...?

Esta nueva obra ha sido diseñada al igual que las anteriores con base en el modelo didáctico de las cinco dimensiones del aprendizaje de Marzano y Pickering (1998), Chan y Tiburcio (2000): Problematización, adquisición y búsqueda de la información, procesamiento de la información, aplicación de la información y autoevaluación.

Al término de cada unidad se integran los subproductos que los estudiantes deben realizar como aspectos a evaluar durante y al final de cada unidad. Las estrategias didácticas que más se utilizan a lo largo de la obra, son las preguntas exploratorias o problematizadoras, mapas conceptuales, resolución de problemas, aprendizaje por proyectos, reflexiones escritas, así como actividades experimentales.

Agradecemos a la maestra Jesús Isabel Ortíz Robles, profesora de química de la Unidad Académica Preparatoria Emiliano Zapata, que en el año 2016 fue distinguida y galardonada con el Premio al Mérito Universitario por la Universidad Autónoma de Sinaloa, y por haber dedicado su valioso tiempo, su esfuerzo y sus amplios conocimientos en la enseñanza de la química, a la elaboración y concreción de esta obra, que hoy se pone a disposición de docentes y estudiantes del bachillerato universitario. Al maestro Levy Noé Inzunza Camacho, por sus aportaciones al apartado de ejercicios que permitieron ampliar la cantidad y calidad de los mismos.

Asimismo, agradecemos a los profesores de las diferentes Unidades Académicas que participaron como colaboradores desde antes del 2010 y en las subsecuentes ediciones hasta el año 2017, de quienes algunas observaciones y aportaciones se encuentran incorporadas en este nuevo libro de texto, elaborado para dar cumplimiento a las modificaciones planteadas en el nuevo Plan de estudios, 2015, algunos de los docentes ya se encuentran jubilados, pero eso no obsta, para que reconozcamos su labor académica realizada durante su permanencia en las aulas, para ellos, nuestro más sincero reconocimiento.

Martín Camilo Camacho Ramírez, Alondra Castro Morales, Filomeno Pérez Pérez, Margarita Soria Gritti, María de Jesús Moreno Alcázar, Maricruz Pérez Lizárraga, Quetzalli Alejandra Hernández Zárate, Ana Alicia Cervántes Contreras, Ana Alicia Esquivel Leyva, Jesús Isabel Ortíz Robles, Gloria Maribel Zavala Bejarano, María Griselda Zavala Bejarano, Juana Edelia Godínez Martínez, Bertha Alicia Valenzuela Uzeta, Angélica María Félix Madrigal, Felipa Acosta Ríos, Alfredo Cabrera Hernández, Maura Elena Velázquez Camacho, Anabel Romero Ibarra, Blanca Gutiérrez Ruiz, Elmidelia Espinoza López, Denisse Vega Gaxiola, Leticia Márquez Martínez, Carmen Imelda Parra Martínez, Gabriela Galindo Galindo, Nora Leyva Leyva, María Luisa González Verdugo e Isidro Jiménez Osuna.

Valoramos profundamente el apoyo recibido para la publicación de este libro, a los Directivos de la Dirección General de Escuelas Preparatorias de la Universidad Autónoma de Sinaloa.

ACADEMIA ESTATAL DE QUÍMICA
DGEP-UAS

Culiacán, Rosales, enero de 2018

UNIDAD I

Las disoluciones químicas



Introducción

El propósito de la presente unidad es desarrollar en el estudiante la habilidad para resolver problemas estequiométricos relacionados con la concentración del soluto presente en una disolución, en forma teórica y experimental, destacando la importancia de este tipo de mezclas en los diferentes ámbitos de la vida cotidiana.

En un primer proceso se analizarán las disoluciones y sus componentes, utilizando el modelo corpuscular para explicar la formación de una disolución, así como la clasificación de los tipos de disoluciones químicas que existen en la vida cotidiana.

En un segundo proceso y con el firme propósito de promover el trabajo por proyectos, se motiva a los estudiantes a elaborar su proyecto de ciencias, a partir de identificar la problemática del contexto, delimitar el tema, diseñar el logotipo, elaborar el lema del equipo y el planteamiento de preguntas que orienten la indagación de su proyecto.

En un tercer momento se revisará la solubilidad y los factores que la afectan, analizando ésta desde los niveles macroscópico y submicroscópico.

En un cuarto proceso se analizarán las formas cualitativas de expresar la concentración de una disolución, como saturada, sobresaturada y no saturada.

En el quinto y sexto proceso se revisarán las formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución, como la molaridad y molalidad, teniendo en cuenta la importancia de conocer con precisión, la concentración del soluto disuelto en el disolvente, en la cotidianidad y en diversas actividades de interés científico.

En los siguientes procesos se analizarán las propiedades coligativas de las disoluciones como la disminución de la presión de vapor, el incremento del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica, así como valorar la importancia que tienen éstas propiedades en la vida cotidiana.

COMPETENCIAS GENÉRICAS

ATRIBUTO	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
4.1 Expresa ideas y conceptos mediante diversos sistemas de representación simbólica.	Interpreta ideas y conceptos utilizando lenguajes interdisciplinarios, académicos, científicos y tecnológicos.
4.3 Identifica y evalúa las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas.	Evalúa ideas clave en un texto oral y escrito, y las conclusiones que derivan del mismo, utilizando los lenguajes interdisciplinarios, académicos, científicos y/o tecnológicos.
5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.	Ordena ideas clave de la información de acuerdo a categorías y jerarquías, explicando las relaciones existentes.
8.1 Plantea problemas y ofrece alternativas de solución al desarrollar proyectos en equipos de trabajo, y define un curso de acción con pasos específicos.	Desarrolla proyectos en equipos de trabajo siguiendo una metodología preestablecida, cumpliendo de manera oportuna y adecuada las actividades asignadas
11.1 Asume una conciencia ecológica, comprometida con el desarrollo sustentable a nivel local, regional, nacional y planetario.	Asume una conciencia ecológica, identificando posibles soluciones alternativas que favorecen el desarrollo sustentable.

COMPETENCIAS DISCIPLINARES EXTENDIDAS

ÁREA: CIENCIAS EXPERIMENTALES	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
1. Valora de forma crítica y responsable los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo de la ciencia y la aplicación de la tecnología en un contexto histórico-social, para dar solución a problemas.	Valora los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo del conocimiento científico relacionado con las sustancias inorgánicas y su aplicación tecnológica, planteando acciones preventivas que favorezcan el desarrollo sustentable.
2. Evalúa las implicaciones del uso de la ciencia y la tecnología, así como los fenómenos relacionados con el origen, continuidad y transformación de la naturaleza para establecer acciones a fin de preservarla en todas sus manifestaciones.	Analiza las implicaciones del uso del conocimiento científico relacionado con las sustancias inorgánicas y su aplicación tecnológica, planteando acciones preventivas que favorezcan el desarrollo sustentable.
7. Resuelve problemas establecidos o reales de su entorno, utilizando las ciencias experimentales para la comprensión y mejora del mismo.	Resuelve problemas establecidos o reales de su entorno, utilizando el conocimiento químico en la comprensión y mejora del mismo.

Propósito de la unidad

Resuelve problemas estequiométricos relacionados con la concentración de soluto presente en una disolución, en forma teórica y experimental, destacando la importancia de este tipo de mezclas en los diferentes ámbitos de la vida cotidiana.

Las disoluciones: componentes y tipos de disoluciones

- Identifica la forma como se constituye una disolución y a los distintos tipos de disoluciones que existen en la naturaleza.
- Utiliza el modelo corpuscular para explicar la formación de una disolución.
- Clasifica los tipos de disoluciones químicas que existen en la vida cotidiana.
- Valora la importancia que tienen las disoluciones en todos los aspectos de la vida cotidiana.

Sensibilización

Actividad 1.1



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia del agua y sus propiedades, en la formación de disoluciones, como una manera de relacionar el conocimiento científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

La “magia” del agua

Lectura

Era un día lluvioso y Diana Michelle decidió leer y meditar sobre algunas frases célebres. Le había llamado la atención una frase de Loren Eisely, antropólogo, naturalista, filósofo y poeta, que dijo, “Si hay magia en este planeta, está contenida en el agua”. ¿A qué se refería el autor al utilizar metafóricamente el término “magia”? Buscó respuestas en su entorno, y pensó que lo “mágico” del agua, pudiera estar en lo

necesario que es para la vida, industria, generación de energía y la agricultura, entre otras.

No satisfecha con este primer acercamiento quiso profundizar en sus respuestas e investigó, si la “magia” de la que habla el autor se encuentra inmersa en las propiedades de este compuesto. Por ejemplo, leyó que es una sustancia formada por un conjunto de moléculas de agua, y cada molécula está constituida por la unión química de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Ambos elementos químicos ocupan el primero y tercer lugar de abundancia en el Universo, respectivamente, haciendo al agua el compuesto más abundante del Universo. Además, tiene una peculiaridad, se presenta en los tres estados físicos de la materia, principalmente en estado líquido. El 70% de la superficie del planeta



Fig. 1.1 *La Tierra desde el espacio.* Tomada de: <https://www.pinterest.com.mx>

está cubierta de agua, en forma de océanos, ríos y lagos, lo que hace que la Tierra desde el espacio, se observe de color azul.

Encontró que del total de agua en el planeta, el 97% es agua salada, que contiene sales en disolución, principalmente cloruro de sodio. Entonces, el 3% restante es agua dulce, del cual, el 98% se encuentra congelada en los polos y en forma de vapor. ¿Qué tal?

Las respuestas aún no satisfacían a Diana Michelle y continuó revisando en las propiedades del agua, encontró que es un excelente disolvente, característica que permite el desarrollo de la vida acuática, y en la industria se utiliza para fabricar disoluciones, suspensiones y coloides. En los seres vivos, es el medio donde ocurren las reacciones metabólicas y el transporte de gran cantidad de sustancias nutritivas, así como las de desecho.

Ahora, había que buscar en la densidad; si la fase sólida de una sustancia es siempre más densa que su fase líquida, debía esperarse que el hielo estuviera en el fondo. Y sin embargo, flota. Este comportamiento anómalo o “mágico”, es el que permite la vida acuática en los polos, debido a que la capa translúcida del hielo, permite el paso de la luz, para que las plantas realicen la fotosíntesis. ¿Y si no flotara? ¿Cuál sería el posible escenario? Es de suponerse que la variación de estos factores tendría consecuencias biológicas importantes.

Por otra parte, el agua presenta un calor específico más elevado que el aire seco, la arena, el vidrio, metales y el alcohol, entre otros. Esto provoca que se caliente y enfríe lentamente, lo cual tiene importancia para el control de la temperatura en el planeta, pues gran parte de la energía solar se utiliza en la evaporación del agua de los océanos, lagos y ríos, actuando como regulador de temperatura. Esto también ocurre en nuestro organismo, en el proceso de sudoración (transpiración).

Diana Michelle quiso encontrar las causas que explicaran estas propiedades, de nuevo pensó en la estructura molecular del agua. El hecho de que el átomo de oxígeno sea más electronegativo que el átomo de hidrógeno, provoca que la molécula de agua presente dos enlaces covalentes polares.

Sin embargo, la presencia de dos pares de electrones libres en el oxígeno, hacen que la molécula en su conjunto, tenga una fuerte polaridad eléctrica. Lo que explica que pueda disolver sustancias iónicas y covalentes polares.

Diana Michelle se pudo dar cuenta que la supuesta “magia” del agua, científicamente está determinada por la presencia de los dipolos en las moléculas de agua, lo que hace que se atraigan fuertemente por interacciones dipolo-dipolo. Debido a que el átomo de hidrógeno parcialmente positivo de una molécula de agua, sirve de puente entre el átomo de oxígeno de otra molécula de agua, constituyendo así los enlaces intermoleculares denominados enlaces de hidrógeno o puentes de hidrógeno. Finalmente, pudo concluir que estos enlaces son responsables del elevado calor específico del agua, del alto punto de ebullición, de su capacidad para disolver sustancias, la menor densidad del hielo con respecto al agua líquida y lo importante que son estas propiedades para mantener la vida en el planeta.

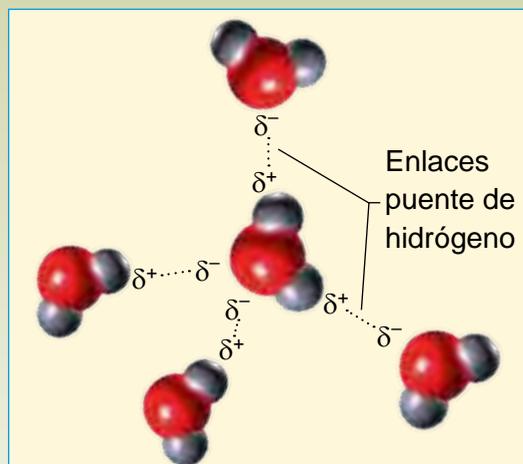


Fig. 1.2 Enlaces intermoleculares, puentes de hidrógeno en el agua.

Problematización

Actividad 1.2



Explora tus conocimientos previos acerca de las disoluciones, dando respuesta a las siguientes preguntas de opción múltiple. El presente test lo podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace:

<https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3188718/html5/disoluciones.htm>

- Si disolvemos 50 gramos de azúcar en 200 mL de agua, y con un popote probamos la disolución de la parte de arriba, del fondo y de las paredes del recipiente...
 - El sabor dulce será mayor en el fondo
 - El sabor dulce será mayor en la parte de arriba
 - El sabor será el mismo en todas partes
 - El sabor dulce será mayor en las paredes del recipiente
- La disolución de azúcar en agua, se puede clasificar como:
 - Mezcla homogénea
 - Mezcla heterogénea
 - Suspensión
 - Coloide
- Al componente que se disuelve en una disolución, se le conoce como:
 - Disolvente
 - Soluto
 - Fase dispersante
 - Dispersor
- Cuando el azúcar se disuelve en el agua...
 - Los cristales de azúcar ocupan los espacios entre las moléculas de agua
 - Las moléculas de azúcar forman enlaces intermoleculares con las moléculas de agua
 - Los cristales de azúcar desaparecen y la masa del agua permanece constante
 - Los cristales adoptan una estructura menos compleja, volviéndose más ligeros
- El siguiente dibujo muestra un vaso que contiene exactamente 60 g de agua y un recipiente que contiene 6 gramos de azúcar. Si adicionamos el azúcar en el agua hasta que se disuelva, se obtiene una disolución transparente. ¿Cuál consideras que será ahora la masa del contenido del vaso?



60 g de agua



6 g de azúcar



Disolución
¿Cuánta masa?

 - 60 gramos
 - Entre 60 y 66 gramos
 - 66 gramos
 - menos de 60 gramos
- Cantidad de energía calorífica que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de una sustancia.
 - Calor específico
 - Calor de evaporación
 - Calor de sublimación
 - Calor latente

7. Se define como la fuerza electrostática entre un átomo electronegativo y un átomo de hidrógeno unido covalentemente a otro átomo electronegativo.
- a) Enlace covalente polar b) Enlace puente de hidrógeno
c) Enlace puente de oxígeno d) Enlace de Van der Waals
8. La densidad del agua a la temperatura de 0°C, es de:
- a) 1.3 g/cm³ b) 1.0 g/cm³
c) 0.9168 g/cm³ d) 0.5168 g/cm³
9. El agua tiene la propiedad de disolver mayormente sustancias...
- a) Iónicas b) Covalentes no polares
c) Metálicas d) Todo tipo de sustancias
10. El agua de océanos, lagos y ríos, por acción del sol, primeramente se...
- a) Evapora b) Ebulle
c) Condensa d) Licua

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.3



De manera individual lee la información que se proporciona en relación con las disoluciones y tipos de disoluciones.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más componentes, que tiene la misma composición y propiedades en todas sus partes, de ahí el nombre de homogénea. Una vez disueltos los componentes, no se pueden observar, debido a que su tamaño es atómico, iónico o molecular. El término disolución no es sinónimo de desaparición, si al disolver el soluto sus partículas no se distinguen, es porque su tamaño es del orden de 0.1 a 1 nm (nanómetros). En una disolución las partículas del soluto y disolvente interactúan entre sí sin que se formen nuevas sustancias.

Los componentes de una disolución son el soluto y el disolvente. No obstante, se pueden formar disoluciones con dos o más solutos.

¿Sabías que...

el nanómetro es la unidad de longitud que equivale a una millonésima parte de un metro? Es decir, 0.000000001 m; 1×10^{-9} metros o 10^{-7} centímetros.

Soluto. Es la sustancia que se disuelve y que generalmente se encuentra en menor cantidad en una disolución (fase dispersa).

Disolvente. Es la sustancia que disuelve al soluto y que generalmente se encuentra en mayor cantidad en una disolución (fase dispersante).

Para comprender la formación de una disolución es importante utilizar el nivel submicroscópico o nanoscópico. Por ejemplo, las atracciones electrostáticas que mantienen unidas a las par-

tículas en líquidos y sólidos, tienen una función importante en la formación de las disoluciones. Cuando una sustancia se disuelve en otra, primero se separan las partículas del soluto y del disolvente. En un segundo momento las partículas del soluto se dispersan en el disolvente, ocupando las posiciones que antes estaban ocupadas por las partículas del disolvente. La facilidad con la que se dispersan depende de las interacciones, disolvente-disolvente, soluto-soluto y disolvente-soluto.

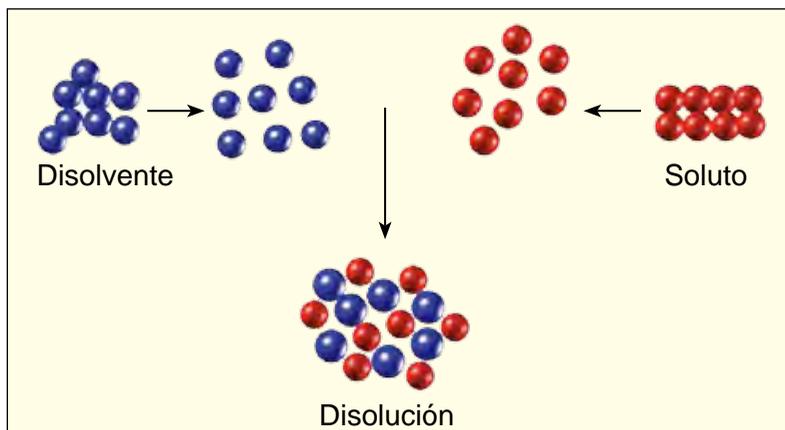


Fig. 1.3 Modelo submicroscópico del proceso de disolución.

Tipos de disoluciones

Generalmente al hablar de disoluciones, nos imaginamos aquellas formadas por un sólido disuelto en un líquido, porque son las que más utilizamos en la vida cotidiana.

Las sustancias que participan en una disolución pueden estar en cualquiera de los tres estados de agregación. El estado de agregación de una disolución depende de manera regular del estado físico del disolvente. De ahí que existan disoluciones sólidas, líquidas o gaseosas, como se muestra en la siguiente tabla.

Tabla 1.1 Disoluciones líquidas, sólidas y gaseosas			
Componentes		Disolución	Ejemplos más comunes
Soluta	Disolvente		
Gas	Gas	Gaseosa	Aire, gas doméstico (mezcla de propano y butano).
Líquido	Gas	Gaseosa	Agua en aire (aire húmedo).
Sólido	Gas	Gaseosa	Humos muy finos
Líquido	Líquido	Líquida	Vinagre, anticongelante, alcohol etílico de 70 ^o GL.
Sólido	Líquido	Líquida	Agua de mar, agua azucarada.
Gas	Líquido	Líquida	Bebidas gaseosas (CO ₂ en agua).
Gas	Sólido	Sólida	Hidrógeno gaseoso en Pd o Pt.
Líquido	Sólido	Sólida	Mercurio mezclado con plata.
Sólido	Sólido	Sólida	Aleaciones metálicas (bronce, latón, acero).

Por otra parte, ¿cómo identificar al soluto y al disolvente en una disolución? La distinción entre soluto y disolvente es siempre convencional, tal como se explica en las siguientes situaciones:

1. Cuando ambos componentes de una disolución presentan el mismo estado físico, se considerará como disolvente al que se encuentre en mayor proporción.

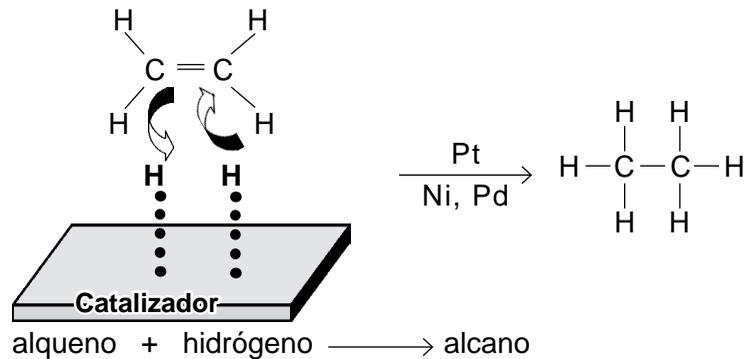
Por ejemplo:

El aire es una mezcla de varios gases, donde el nitrógeno se encuentra en una proporción de 78.09%, el oxígeno en 20.95%, el argón en 0.93%, el dióxido de carbono en 0.04% y el resto de pequeñas cantidades de otros gases. En este caso, todos son gases, el nitrógeno se considera el disolvente por estar en mayor proporción.

2. Si uno de los componentes es sólido y el otro gaseoso, el sólido es el disolvente y el gaseoso es el soluto.

Por ejemplo:

Una disolución poco común es la de hidrógeno en paladio, muy utilizada en hidrogenaciones de alquenos, alquinos y grasas. En este caso, el paladio es el disolvente y el hidrógeno el soluto.



3. En aquellos casos, donde la proporción sea la misma, 50% de soluto y 50% de disolvente, se considerará como disolvente al componente menos activo químicamente.

Por ejemplo:

En una disolución alcohólica cuya proporción es de 50% alcohol y 50% agua, el disolvente será el agua y el soluto el alcohol.



4. Cuando uno de los componentes de la disolución es líquido y conserva su estado físico, se le considera como disolvente y al otro como soluto.

Por ejemplo:

En disoluciones acuosas azucaradas o salinas, el disolvente es el agua y el soluto las sustancias sólidas.



Un caso diferente al anterior, se presenta en las amalgamas.

Por ejemplo:

El mercurio, que es un líquido, forma amalgama con la plata que es un sólido y al mezclarse forman una fase sólida. El estado líquido del mercurio no se conserva, por tanto, al mercurio se le considera como soluto y a la plata como disolvente.



¿Por qué son importantes las disoluciones gaseosas, líquidas y sólidas? Algunos productos comerciales se venden como disoluciones líquidas, por ejemplo, los sueros fisiológicos, soluciones inyectables, refrescos, vinagre, agua de colonia, enjuague bucal, blanqueadores, gasolina, anticongelantes, vinos, entre otros. En el mercado se pueden encontrar diferentes materiales elaborados con bronce, acero o latón, los cuales son disoluciones sólidas. De las disoluciones gaseosas, el aire es una disolución importante para la vida en el planeta.



Fig. 1.4 Disoluciones líquidas.

Como se mencionó, las disoluciones son mezclas homogéneas. Sin embargo, existen mezclas heterogéneas denominadas suspensiones y los sistemas coloidales como la sangre, la savia, la leche, la espuma y el esmog, entre otros. La forma de diferenciar estas mezclas es mediante sus propiedades, las cuales se muestran a continuación.

Tabla 1.2 Características de las disoluciones, coloides y suspensiones.			
Característica	Disolución	Coloide	Suspensión
Tamaño de la partícula	0.1-1.0 nm	1-100 nm	>100 nm
Sedimentación	No	No	Sí
Filtrabilidad	No	No	Sí
Homogeneidad	Sí	Incierto	No
Transparencia	Si	Translúcida u opaca	Translúcida u opaca

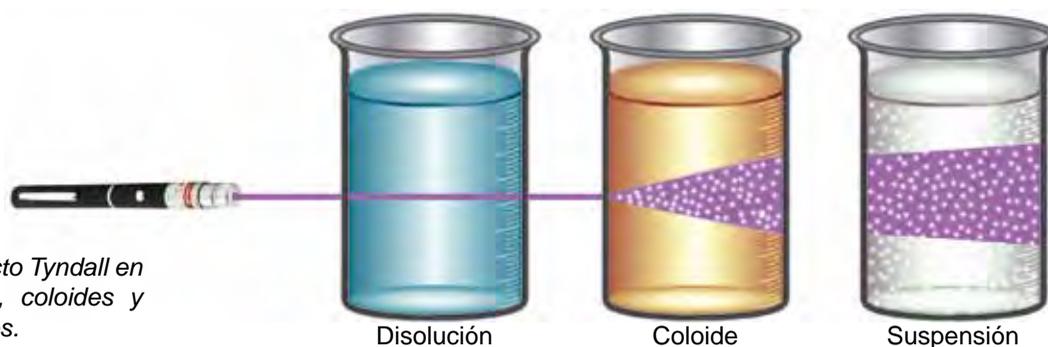


Fig. 1.5 Efecto Tyndall en disoluciones, coloides y suspensiones.

A manera de resumen, se puede afirmar que el tamaño de las partículas disueltas es lo que le confiere algunas características a las disoluciones, y al mismo tiempo, lo que permite diferenciarlas de otros tipos de mezclas.

Por ejemplo:

- Una disolución es una mezcla homogénea de partículas sumamente pequeñas (átomos, iones, o moléculas).
- Está formada por una sola fase: sólida, líquida o gaseosa.
- Presenta la misma composición en cualquiera de sus partes, es decir es uniforme.
- Una característica intrínseca de las mezclas es su composición variable.
- Las disoluciones líquidas y gaseosas no sedimentan y permiten el paso de la luz sin dispersarse.

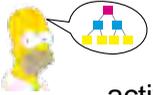
Actividad 1.4



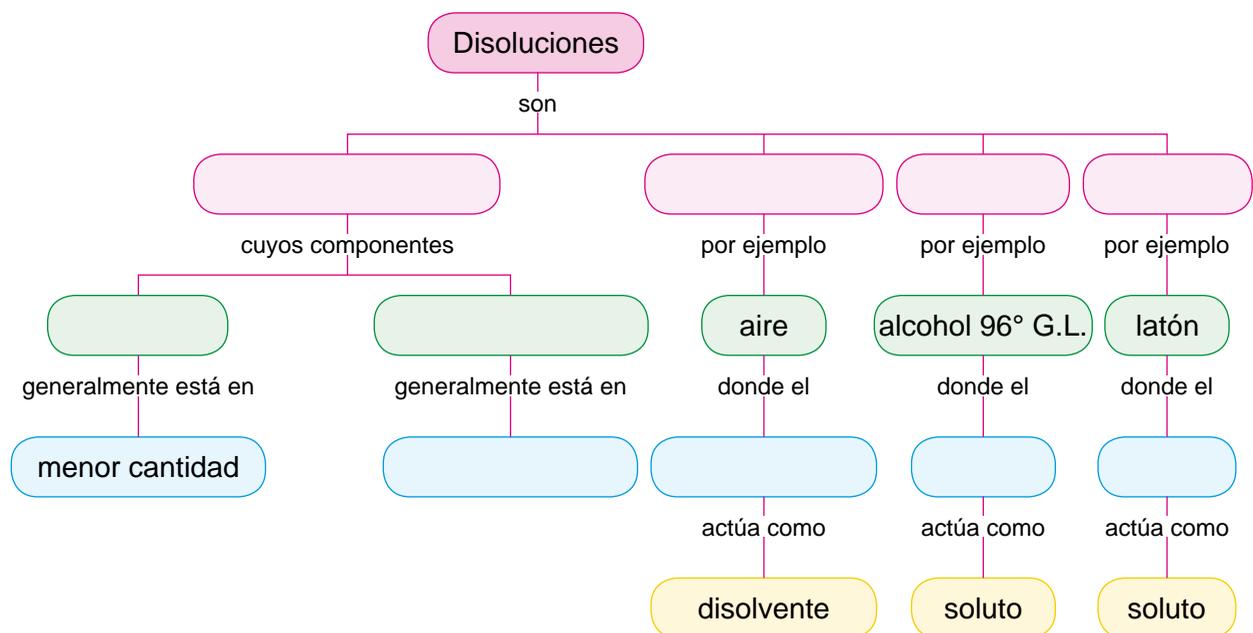
En forma individual indaga en diversas fuentes los componentes de algunas disoluciones como acero, vinagre, anticongelante, bronce, latón, amalgama y oro de 18 kilates.

Procesamiento de la información

Actividad 1.5



En forma individual o colaborativa elabora un mapa conceptual donde organices los conceptos involucrados en la lectura de disolución y tipos de disolución. Esta actividad la podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3189104/html5/disoluciones_y_tipo_de_disoluc.htm



Aplicación de la información

Actividad 1.6



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos.

1. Si preparamos una disolución de azúcar en agua, ¿cuál es el soluto y cuál es el disolvente?

2. Si en la farmacia compramos un frasco de alcohol y en el envase dice que es alcohol de 96° G.L. ¿Cuál es el soluto y cuál es el disolvente?

3. Si mezclamos 2 mL de aceite en 200 mL de gasolina, ¿quién es el soluto y quién el disolvente?

4. En una bebida carbonatada, existe dióxido de carbono disuelto en agua, ¿quién es el soluto y quién el disolvente?

5. Si tenemos una aleación de 25% de Sn y 75% de Cu, ¿quién es el soluto y quién el disolvente?

6. En una disolución de jugo de limón (ácido cítrico) y agua, ¿quién es el soluto y quién el disolvente?

7. Al agregar hipoclorito de sodio al agua de una piscina, ¿quién es el soluto y quién el disolvente?

8. En una disolución de vinagre (ácido acético en agua), ¿quién es el soluto y quién el disolvente?



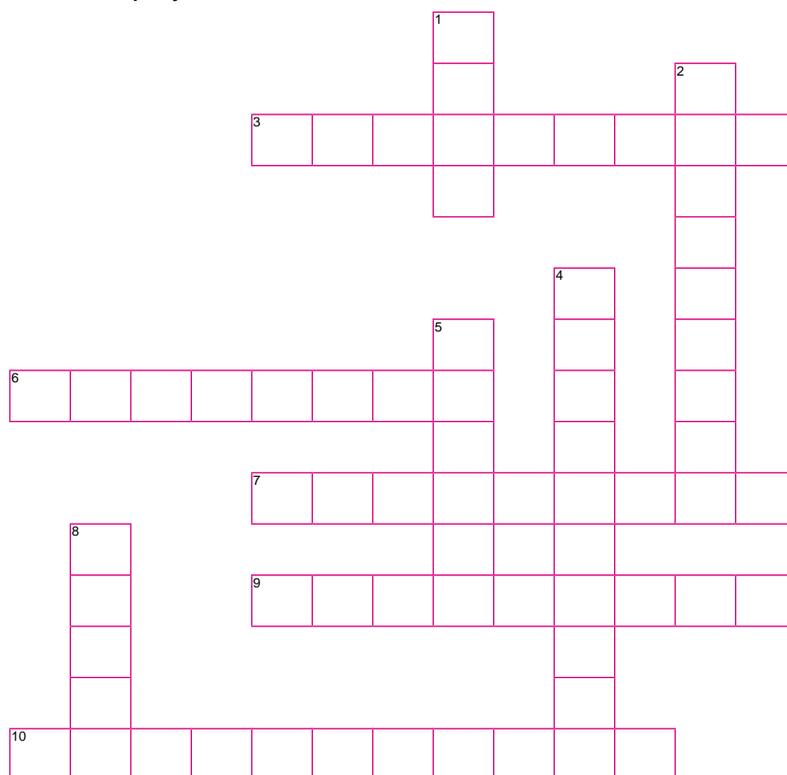
Autoevaluación

Actividad 1.7



Autoevalúate resolviendo el siguiente crucigrama relacionado con disoluciones y sus componentes. Si deseas utiliza el siguiente enlace:

<https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3189267/disoluciones.htm>



Horizontales	Verticales
3. En el aire, el disolvente es el... 6. Elemento químico que no puede faltar en una amalgama. 7. Dos líquidos son miscibles cuando se... uno en otro. 9. Una disolución se clasifica como mezcla... 10. La mezcla de agua y aceite se clasifica como...	1. En este tipo de disolución tanto el soluto como el disolvente se encuentran en estado gaseoso. 2. Cuando un soluto se agrega a un disolvente y este no se disuelve, se dice que es... 4. Si en un vaso con agua se añade sal y se agita hasta que se disuelve, el agua actúa como... 5. A la sustancia que se disuelve en una disolución, se le conoce como... 8. Si en un bronce, tenemos estaño al 20%, ¿qué elemento químico es el disolvente?



Elabora tu proyecto de ciencias

- Identifica problemas del contexto que le permitan elaborar un proyecto de ciencias.
- Formula preguntas y plantea hipótesis que orienten a la delimitación, diseño y desarrollo del proyecto de ciencias para dar respuesta al problema del contexto.
- Valora la importancia de estructurar preguntas pertinentes que sustenten el proyecto de ciencias.

Introducción

En los cursos de química general, química del carbono y química cuantitativa I, tuviste la oportunidad de desarrollar trabajos de investigación, a los que hemos denominado proyectos de ciencias.

Los proyectos de ciencias consisten en una serie de actividades organizadas y articuladas para desarrollar un tema de indagación. En este curso, se continuará trabajando con esta estrategia didáctica, que ayuda a integrar conocimientos, habilidades, actitudes y valores, así como también, permite promover y evaluar competencias en los estudiantes, tales como colaboración, planeación de proyectos, comunicación, toma de decisiones y manejo del tiempo, entre otras.

Se ha observado que los trabajos por proyectos de ciencias permiten: aumentar la motivación, lograr la integración entre el aprendizaje escolar y el entorno, desarrollar habilidades de colaboración para construir el conocimiento al compartir ideas, acrecentar las habilidades para la solución de problemas, establecer relaciones de integración entre las diferentes disciplinas y aumentar la autoestima.

El aprendizaje por proyectos se caracteriza porque el grupo, profesores y alumnos, realizan trabajo colaborativo sobre problemáticas del contexto. Implica conformar equipos de personas con perfiles diferentes, asesorados por docentes de las distintas áreas disciplinares (inter y multidisciplinarias), con la finalidad de realizar proyectos para solucionar problemas reales, en el contexto social, ambiental-ecológico y científico. Se realiza de manera interdisciplinaria cuando participan docentes de las asignaturas del mismo campo disciplinar y multidisciplinaria cuando participan docentes de asignaturas de otros campos disciplinares.

Mediante los proyectos de ciencia se busca que los alumnos aprendan a identificar problemáticas del contexto, formular preguntas de investigación, plantearse objetivos, elaborar hipótesis, buscar, adquirir, organizar y procesar información sobre un hecho o problema, para encontrar respuestas o soluciones a la problemática indagada.

Para llevar a cabo el proyecto de ciencia, se recomienda utilizar la ruta metodológica que se muestra en la figura 1.6, un diagrama de flujo que consta de tres fases: inicial, de desarrollo y de cierre, el cual recupera el planteamiento del modelo didáctico de las cinco dimensiones del aprendizaje de Robert J. Marzano y Debra J. Pickering.



Fig. 1.6 Ruta metodológica para la elaboración del proyecto.

Fases del proyecto

Fase de inicio (problematización)

La problematización comprende la delimitación del tema de investigación, diseño del logotipo, elaboración del lema del equipo y el planteamiento de preguntas sobre el problema a investigar.

En esta fase el docente orienta y supervisa la formación de los equipos de trabajo y la elección de los temas de los proyectos. Asimismo, el docente debe orientar para que cada equipo designe o proponga a los jefes de equipo y éstos a su vez elijan a los subjefes.

Es importante que los jefes y subjeses sean alumnos con liderazgo académico. El resto de los integrantes se conformará por afinidades. Se sugiere integrar los equipos con seis a ocho alumnos. Cada equipo debe elegir un nombre, logotipo y lema que les dé identidad. Una vez constituidos se recomienda utilizar redes sociales: correo, chat, Facebook, para facilitar la asesoría y supervisión de las actividades.

La fase de inicio será coevaluada con los productos o evidencias siguientes: el tema de investigación, preguntas problematizadoras, nombre del equipo, logotipo y lema, los cuales se deben presentar en plenaria. Previamente los alumnos deben conocer los instrumentos de evaluación.

Unidad Académica: _____	Asignatura _____
Nombre del proyecto: _____	
Nombre del equipo: _____	
Lema: _____	
Integrantes del equipo: _____	
Preguntas de investigación: _____	
Contexto donde se realizará: _____	
Disciplinas que intervienen en el proyecto: _____	
Fecha de inicio: _____	Fecha de término: _____

Los proyectos que se sugiere impulsar con los estudiantes, pueden ser la realización de una feria científica el día 22 de marzo para conmemorar el día mundial del agua, donde se presenten carteles, prototipos y/o experimentos, cuyas temáticas a indagar pudieran ser:

1. El agua, a) El agua, su composición y sus modelos de representación, b) El agua y sus propiedades físicas como la polaridad, solubilidad, presión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación, capilaridad, tensión superficial, c) El agua y sus propiedades químicas, d) La contaminación del agua, e) El ciclo hidrológico del agua, f) Los recursos hídricos en México y en el planeta g) ¿Cómo cuidar el agua?
2. Preparación de disoluciones sobresaturadas de diversas sustancias, con la finalidad de observar y medir el efecto de la temperatura en la solubilidad, así como el proceso de cristalización (crecimiento de cristales).
Sustancias a cristalizar: (Tiosulfato de sodio pentahidratado ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), el sulfato de sodio (Na_2SO_4), acetato de sodio (CH_3COONa), sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), alumbre o sulfato doble de aluminio y potasio $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$, cloruro de sodio (NaCl), azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), entre otras.
3. Construcción de prototipos que permitan obtener agua dulce a partir de agua de mar.
4. Utilizar la disminución del punto de congelación para elaborar nieve en casa o en el laboratorio con diferentes frutas de la región.
5. Indagar acerca del impacto del calentamiento global en la generación de huracanes y tormentas.

Fase de desarrollo (adquisición, procesamiento y aplicación de la información)

En esta fase se proponen las estrategias y actividades que permitan afinar y estructurar la idea de investigación, el logro de los objetivos, las hipótesis, el diseño de cartel y tríptico para la presentación del informe del avance del proyecto.

Los integrantes del equipo adquieren, organizan y procesan la información sobre la temática a abordar, lo que les permitirá plantearse las hipótesis. Una hipótesis, es una suposición lógica y constituye una respuesta tentativa o posible que permite explicar lo observado.

En las ciencias naturales o experimentales, las hipótesis ayudan a orientar el trabajo de investigación. Al procesar la información se busca comprobar la validez o refutación de las mismas. Para comprobar su validez o invalidez, es necesario contrastar los resultados con evidencias teóricas o empíricas (realizar un experimento que la compruebe o la refute).

En esta fase el equipo determina cómo, con qué y desde dónde se va a realizar la indagación, debe supervisar que el proyecto se realice de acuerdo al plan de acción (cronograma) para el logro de los objetivos y registrar adecuadamente los avances del mismo.

Es importante recolectar e integrar las evidencias de la investigación para el informe final. Se sugiere que el docente realice reuniones periódicas y mantener una comunicación ágil y constante con los equipos, para revisar los avances del proyecto. Recuerde que los estudiantes deben jugar un papel activo, constructivo y de respeto.

Fase de cierre (metacognición)

En esta última fase se presentan dos momentos: la comunicación y evaluación de los resultados. Para la comunicación de los resultados, se sugiere que los proyectos sean presentados ante el grupo, la escuela y/o la comunidad.

En todo momento los estudiantes deben conocer los criterios con los cuales serán evaluados cada uno de los productos: folletos, carteles, trípticos, presentaciones electrónicas, experimentos, maquetas, modelos, etc.

Así, por ejemplo, si uno de los productos es un cartel educativo se debe indicar las dimensiones, tipo de material y formato a utilizar en su elaboración. Así también, para el informe final del proyecto, el docente debe precisar los elementos que tendrá el formato: hoja de presentación, índice, introducción, desarrollo, conclusiones y referencias bibliográficas o electrónicas.

Cada equipo debe elaborar un informe de trabajo, en el cual se reporte el registro de asistencia a las reuniones de trabajo y la aportación de actividades desarrolladas por cada integrante del equipo.

Para la metacognición, se sugiere dar respuesta por escrito a algunas preguntas sobre el proyecto: ¿Qué aprendí al realizar el proyecto? ¿Cómo lo aprendí? ¿Se lograron los objetivos planteados al inicio del proyecto? ¿Qué otro proyecto se puede plantear a partir de éste?

Fases	Fechas	Dimensión cognitiva	Evidencias
Inicio	Febrero	Problematización	Nombre, logotipo, lema, preguntas.
Desarrollo (avances)	Febrero-marzo	Adquisición y procesamiento de la información	Diseño del cartel y tríptico; índice, hipótesis, objetivos o propósitos, borrador del avance de contenido temático y algunas bibliografías y direcciones electrónicas consultadas.
Cierre (presentación final)	Abril-mayo	Aplicación y metacognición	Cartel, tríptico, power point, experimento, dramatización, juego de roles, juegos interactivos, banderín, entrega.

Solubilidad: factores que la afectan

- Define el concepto de solubilidad.
- Analiza el término de solubilidad desde los niveles macroscópico y submicroscópico, así como los factores que la afectan.
- Aprecia la relevancia de la solubilidad de las sustancias tanto en procesos de interés científico como en la vida cotidiana.

Sensibilización

Actividad 1.8



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas, la importancia de la solubilidad y los factores que la afectan en la formación de disoluciones, como una manera de relacionar el conocimiento científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

El chocolate, de México para el mundo

Lectura

Llegaron las vacaciones y Roberto aprovechó para visitar a sus abuelos. Él es sinaloense, pero sus raíces paternas se encuentran en el sureste mexicano. Sus abuelos aún conservan la costumbre de saborear por las mañanas un sabroso y rico chocolate caliente. Su abuela María le contó que el chocolate se elabora con el cacao que se produce en Tabasco, Chiapas, Oaxaca y Veracruz y que este cultivo ya era conocido muchos años antes de la llegada de los españoles por la cultura olmeca, maya y azteca. Le platicó que cuando Hernán Cortés llegó a la Gran Tenochtitlan, fue invitado por el emperador Moctezuma a disfrutar esta deliciosa bebida, la cual fue tanto de su agrado que al regreso a España llevó un cargamento de cacao para los reyes. Dicen que a él se le atribuye la siguiente frase: “La bebida divina, que aumenta la resistencia y combate la fatiga. Una taza de esta preciosa bebida permite al hombre caminar durante un día entero sin comer” Hernán Cortés (1519). El abuelo agregó que cuando Carlos I de España lo probó, tuvo la idea de mezclarlo con azúcar, canela y vainilla. Así nació el chocolate moderno que hoy disfrutamos, al cual los españoles le añadieron azúcar y los suizos leche. Además, a principios del siglo XIX, el holandés Van Houten, consiguió elaborar chocolate en polvo y soluble en agua.



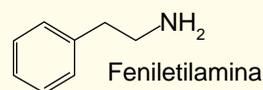
Fig. 1.7 *Árbol de cacao*. Tomada de: <https://br.pinterest.com>

La plática estaba tan agradable que el chocolate se enfrió. Roberto hizo el intento de agregarle un poco de azúcar. Su abuela poseedora de muchos conocimientos empíricos, le dijo. Cuando prepares bebidas de chocolate, café o limonada, no se te ocurra añadir azúcar cuando esté frío o con hielo, porque se disolverá muy poco. Cuando se prepara chocolate, la leche debe estar caliente, para que se disuelva mejor. Roberto descubrió ahí, el efecto que ejerce la temperatura en la solubilidad de las sustancias. Y hablando de sustancias, se preguntó, cuáles son las sustancias estimulantes presentes en el chocolate. Investigó, que son la teobromina y la cafeína las que se encuentran en el cacao, y fue Carlos Linneo quien asignó el nombre de *Theobroma cacao*, al árbol de cacao, que en griego significa “alimento de los Dioses”, todo esto porque el gastrónomo holandés Lume de Mireles, al probar el chocolate exclamara: “Este es el alimento de los dioses”.

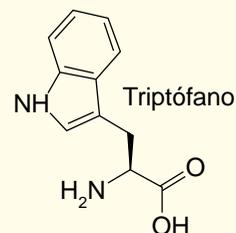
LA QUÍMICA DEL CHOCOLATE

¿Es el chocolate un afrodisíaco?

La feniletilamina (PEA) se encuentra de manera natural en el cerebro, y se conoce a menudo como “la droga del amor”, debido a su capacidad de producir sensaciones de bienestar y satisfacción. También está presente en concentraciones significativas en el chocolate, pero como se descompone después de la ingestión, se ha descartado como causante de un efecto afrodisíaco significativo.



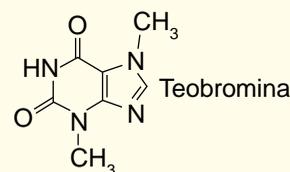
El triptófano es un químico en el cerebro ligado a la producción de serotonina, el neurotransmisor que produce sentimientos de alegría. Está presente en el chocolate, pero solo en pequeñas cantidades, y es poco probable que cause algún efecto afrodisíaco.



¿Por qué el chocolate es tóxico para los perros?

La teobromina es un estimulante suave, similar en efecto a la cafeína, que se encuentra en el chocolate. Este compuesto es inofensivo para los seres humanos en los niveles encontrados en el chocolate –una dosis fatal requeriría comer decenas de kilogramos de chocolate con leche.

En los gatos y los perros, la teobromina tiene un efecto mucho más potente; pequeñas dosis pueden llevar a vómitos y diarrea, con tan sólo 50 g de chocolate negro podría matar a un perro pequeño.



Tomado de <http://www.compoundchem.com/?s=The+Chemistry+of+Chocolate>

Problematización

Actividad 1.9



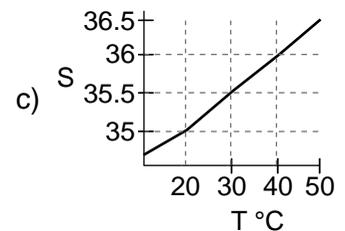
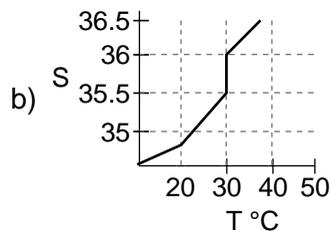
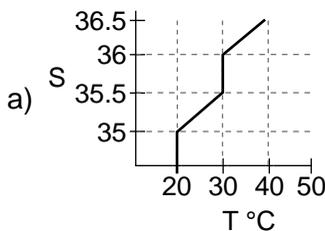
Explora tus conocimientos previos acerca de la solubilidad y los factores que la afectan, dando respuesta a las siguientes preguntas de opción múltiple. El presente test lo podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace:

<https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3202004/html5/solubilidad.htm>

- El cloruro de sodio es una sustancia _____ en agua.
 - Muy soluble
 - Poco soluble
 - Insoluble

2. La gasolina y el agua son sustancias...
- Miscibles
 - Poco miscibles
 - Inmiscibles
3. Propiedad física que expresa la cantidad de soluto (gramos) que se puede disolver en 100 gramos de disolvente a una temperatura determinada.
- Solubilidad
 - Concentración
 - Molaridad
4. El azúcar se disuelve más fácilmente, cuando el disolvente agua se encuentra...
- Fría
 - Caliente
 - Templada
5. El fenómeno de El Niño ocasiona que en las costas del Perú y el Ecuador, los peces emigren al sur en busca de aguas frías, esto sucede porque la solubilidad del oxígeno.
- Aumenta
 - Disminuye
 - Permanece igual
6. Cuando una sustancia se disuelve fácilmente en otra, el factor que más influye es...
- Temperatura
 - Tamaño de partícula
 - Polaridad
7. Para aumentar la solubilidad del CO_2 en las bebidas carbonatadas hay que...
- Aumentar la cantidad de agua
 - Aumentar la cantidad de gas
 - Disminuir la temperatura
8. En la tabla que se muestra en la imagen, se presentan las solubilidades (S) del NaCl a diferentes temperaturas (T). La gráfica que representa correctamente los datos contenidos en la tabla, es:

Solubilidad (g/100g agua)			
T (°C)	NaCl	T (°C)	NaCl
20	35	40	36
30	35.5	50	36.5



9. En un vaso de precipitado de 250 mL que contiene agua fría, se adicionan 50 g de azúcar; posteriormente se agita la mezcla y se observa que una parte del azúcar agregado no se disuelve, sino que permanece en el fondo del vaso sin disolverse. El factor que dificultó la solubilidad del soluto, fue la...
- Naturaleza del soluto
 - Temperatura
 - Agitación
10. El aumento de presión en una disolución, hace que aumente la solubilidad, sólo si el soluto es...
- Sólido
 - Líquido
 - Gaseoso

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.10



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con el tema de solubilidad y los factores que la afectan.

La solubilidad es una propiedad física que expresa la cantidad de soluto (gramos de sustancia) que se puede disolver en 100 gramos de disolvente a una temperatura determinada.

También la solubilidad puede expresarse como la facilidad con la que una sustancia se disuelve en otra. Así, si se disuelve en grandes cantidades, se dice que la sustancia es muy soluble. Si se disuelve tan sólo una pequeña cantidad, la sustancia se dice que es moderada o ligeramente soluble; si no se disuelve ninguna cantidad apreciable, la sustancia se considera insoluble o inmiscible.

En ocasiones se utiliza el término miscible para indicar que dos sustancias líquidas son completamente solubles entre sí, en todas proporciones.

Por ejemplo:

Sustancias líquidas como el metanol, etanol y ácido acético son miscibles en agua. Sin embargo, líquidos como el aceite o la gasolina son inmiscibles en agua. ¿Por qué?

Existen algunos factores que influyen en la solubilidad de una sustancia en otra, como son la naturaleza del soluto y disolvente, la temperatura, la presión y otros que ayudan a reducir el tiempo de disolución como la agitación mecánica y el tamaño de la partícula.

La naturaleza del soluto y del disolvente

Como lo mencionamos en el proceso anterior, la facilidad con la que se dispersan las partículas del soluto en el disolvente depende de las interacciones disolvente-disolvente, soluto-soluto y disolvente-soluto.

Por ejemplo:

Las fuerzas que mantienen unidos a los iones positivos y negativos en el nitrato de amonio sólido, al añadirlo al agua son reemplazadas por las interacciones agua-ion amonio y agua-ion nitrato, entonces, el sólido se disuelve (los iones se dispersan).



El término (ac) se utiliza para indicar que los iones están rodeados de moléculas de agua.

En una disolución es fundamental considerar la naturaleza polar o no polar del soluto y del disolvente. Un disolvente polar disolverá sólo sustancias polares e iónicas, asimismo, un disolvente no polar sólo disolverá a sustancias no polares. Es decir, “lo semejante disuelve a lo semejante”.

Las moléculas de agua son polares y a ello se deben muchas de sus propiedades, como la de disolver a la mayoría de las sustancias inorgánicas.

El agua actúa como un excelente disolvente para los compuestos iónicos, debido a la fuerte atracción que existe entre los iones y las moléculas polares del agua, se dice que se **hidratan**

o **solvatan** los iones. En la figura 1.8 se muestra un modelo que busca representar a nivel submicroscópico o nanoscópico la disolución del cloruro de sodio en agua. En ella, el ion cloruro se une al extremo positivo de la molécula de agua y el ion sodio al extremo negativo.

El agua disuelve también muchas sustancias moleculares, como el azúcar, etanol, ácido acético, acetona, que son solutos moleculares muy solubles en agua. ¿Qué tienen en común? Podemos decir que todas son sustancias polares. En su estructura el azúcar y el etanol presentan grupos

oxhidrilos, OH^- , como los del agua. La molécula de ácido acético tiene el grupo carboxilo, $-\text{COOH}$, mientras que la acetona presenta un grupo carbonilo $-\text{CO}-$. No obstante estas diferencias, todas forman enlaces por puente hidrógeno con las moléculas de agua.

Por otra parte, muchas sustancias no se disuelven en agua, como las grasas, ceras, aceite, hexano, petróleo y gasolina. Un ejemplo de ello, es cuando se presentan derrames de petróleo en el mar; el petróleo no se dispersa de manera homogénea en el agua, sino que flota en su superficie, por la diferencia de densidad. Además, el petróleo es una mezcla de hidrocarburos constituidos por carbono e hidrógeno, cuya diferencia de electronegatividad es muy baja, pero su geometría hace que las moléculas en su conjunto, sean no polares, y por tanto, no formen atracciones con las moléculas de agua.

No obstante, los disolventes no polares como el benceno, tetracloruro de carbono, éter etílico, tolueno, hexano, ciclohexano, son buenos disolventes para estas sustancias.

Efecto de la temperatura

Un factor que afecta la solubilidad de una sustancia es la temperatura. En la mayoría de los solutos sólidos, su solubilidad en un líquido aumenta a medida que aumenta la temperatura. Sin embargo, existen excepciones donde el soluto se vuelve menos soluble a medida que aumenta la temperatura, véase la tabla 1.3 de solubilidad.

Tabla 1.3 Solubilidad (gramos de soluto/100 g de disolvente)		
Soluto	20 °C	50 °C
NaCl	36.0 g	37.0 g
CuSO_4	21.0 g	42.0 g
Azúcar	203.9 g	260.4 g
KClO_3	7.4 g	19.3 g
Li_2SO_4	33.0 g	31.0 g

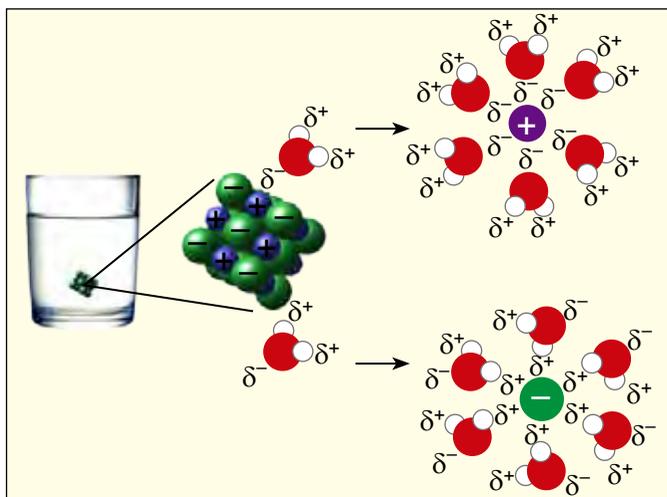


Fig. 1.8 Modelo nanoscópico de la disolución del NaCl.

¿Sabías que...

la temperatura es un factor que influye generalmente en la solubilidad de las sustancias? En la vida cotidiana cuando se prepara agua fresca, siempre se prepara con agua tibia o agua a temperatura ambiente. ¿Por qué no utilizamos agua a baja temperatura?

¿Sabías que...

en los mares polares existe abundante pesca, debido a que las bajas temperaturas permiten mayor solubilidad del oxígeno?

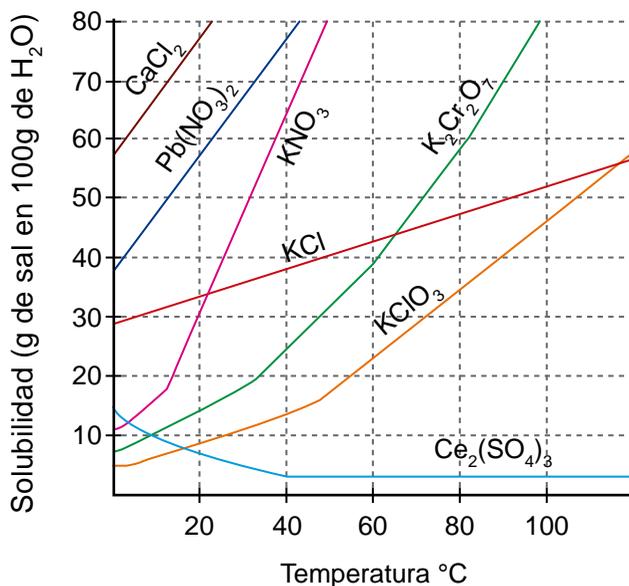


Fig. 1.9 Gráfica de solubilidad de algunas sustancias.

Si observamos la gráfica, encontraremos que la solubilidad del nitrato de potasio, KNO₃ es de 30 gramos por cada 100 g de agua, a 20°C. Sin embargo, a 50°C se pueden disolver 80 g de KNO₃.

Por ejemplo:



La solubilidad de un gas en un líquido disminuye generalmente a medida que se eleva la temperatura. Debido a esto, el bióxido de carbono sale vigorosamente de un refresco en épocas calurosas. Asimismo, al calentar agua empiezan a aparecer pequeñas burbujas, debido a la disminución de la solubilidad del aire.



Efecto de la presión

Las variaciones de presión influyen poco en la solubilidad cuando el soluto es un líquido o un sólido. Sin embargo, al formarse una disolución saturada de un gas en un líquido, la presión del gas desempeña un papel importante, puesto que determina la cantidad de gas que puede disolverse.

La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas que está sobre el líquido. Si se duplica la presión manteniendo constante la temperatura, el volumen de la fase gaseosa se reducirá a la mitad y la concentración de las moléculas gaseosas en la disolución aumentará, como se indica en la figura 1.10.

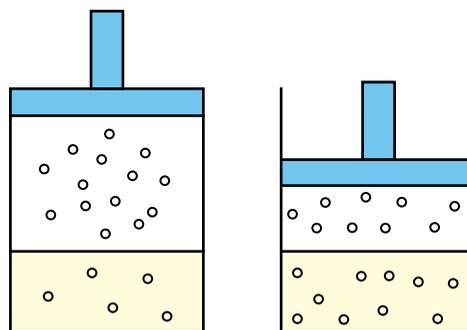


Fig. 1.10 Disolución de un gas en un líquido por aumento de presión.

A esta ley se le conoce como la Ley de Henry, en honor de William Henry, que descubrió la relación entre presión y solubilidad de los gases en 1803.

La ley de Henry se aplica en el llenado de botellas y latas de refrescos, las cuales antes de sellarlas

se someten a presión con una mezcla de aire y CO_2 , saturada con vapor de agua.

Por eso cuando el envase se abre y la presión se reduce, el gas escapa del líquido.

La cantidad de CO_2 que permanece en la bebida está determinada sólo por la presión parcial atmosférica normal del CO_2 . El exceso de CO_2 disuelto abandona la disolución, causando la efervescencia.



Fig. 1.11 Llenado de botellas y latas de refrescos. Tomada de: <http://sidraso-marroza.es> y <https://www.pinterest.com.mx>

¿Sabías que...

la ley de Henry tiene gran importancia para quienes practican el buceo a grandes profundidades. Al bajar a profundidades mayores, aumenta la presión sobre el cuerpo, provocando que la sangre de los buzos se sature con aire a alta presión: las células consumen el oxígeno, pero el nitrógeno se acumula. Si el buzo emerge a la superficie demasiado rápido, gran parte de ese nitrógeno se desprenderá en forma súbita y formará burbujas en el torrente sanguíneo. Estas burbujas bloquean los capilares sanguíneos y limitan el flujo de sangre, causando aeroembolismo. El aeroembolismo (o de forma más precisa, el embolismo arterial por gas) ocurre cuando las burbujas de aire, que penetran en el torrente sanguíneo a través del tejido pulmonar dañado, bloquean la irrigación de una parte del cerebro, del corazón o de la médula espinal, provocando generalmente inconsciencia, parálisis (apoplejía) o la muerte.



Fig. 1.12 Buzos en las profundidades del océano. Tomada de: <https://noematours.wordpress.com/>

Tamaño de la partícula

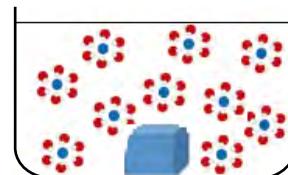
Existen otros factores que ayudan a reducir el tiempo de disolución, como la agitación mecánica y el tamaño del cuerpo material, siempre y cuando las sustancias que interaccionen sean de la misma naturaleza (polar o no polar).

El tamaño de la partícula es tomado en cuenta cuando el soluto es sólido y compacto. Así, entre más finas sean las partículas del sólido, existirá mayor superficie de contacto entre el disolvente y el soluto, esto hará que aumente la velocidad de disolución.



Por ejemplo:

Si el azúcar a disolver se encuentra en forma de cubo o terrón, la superficie de contacto se reduce, esto hace que las moléculas de azúcar se separen lentamente de la superficie, y que la velocidad de disolución sea menor.



Por ejemplo:

Un argumento comercial entre la compañía que produce el Alkaseltzer y la sal de uvas Picot, es que el polvo de sal de uvas Picot se disuelve mucho más rápido que el Alkaseltzer y elimina las agruras o la acidez con mayor rapidez. ¿Será cierto esto? ¿Tú qué opinas?



Agitación

La agitación mecánica ayuda a una mayor interacción entre las partículas del soluto y del disolvente. Esto hace que el soluto se disuelva mucho más rápido en el disolvente, debido a que se aumenta la energía cinética de las partículas de dichas sustancias. Sin embargo, no hay que dejar de lado que ambas necesitan ser de la misma naturaleza para que se disuelvan y que una vez llegado al punto de saturación, por más que se agite, el soluto que se haya agregado en exceso se depositará en el fondo del recipiente.

Por ejemplo:

Si se añade mayor cantidad de azúcar a la disolución, que la que puede ser disuelta a una temperatura dada, se llega al punto de saturación, donde las moléculas de azúcar se separan del sólido (disolución) con la misma velocidad que otras moléculas ya disueltas se atraigan y se fijen en el sólido (cristalización), estableciéndose un equilibrio dinámico.

Actividad 1.11

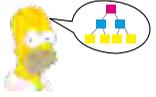


En forma individual indaga en diversas fuentes, acerca de los siguientes cuestionamientos:

1. ¿Por qué en la actualidad los tanques de buceo se llenan con una mezcla de helio-oxígeno en vez de la mezcla nitrógeno-oxígeno?
2. ¿Se han presentado muertes de buzos por problemas de aeroembolia en tu comunidad, estado, país o en el resto del mundo?
3. ¿Existe alguna relación entre la Ley de Henry y la cámara hiperbárica?
4. ¿Qué aplicación médica encuentra hoy en día esta relación?

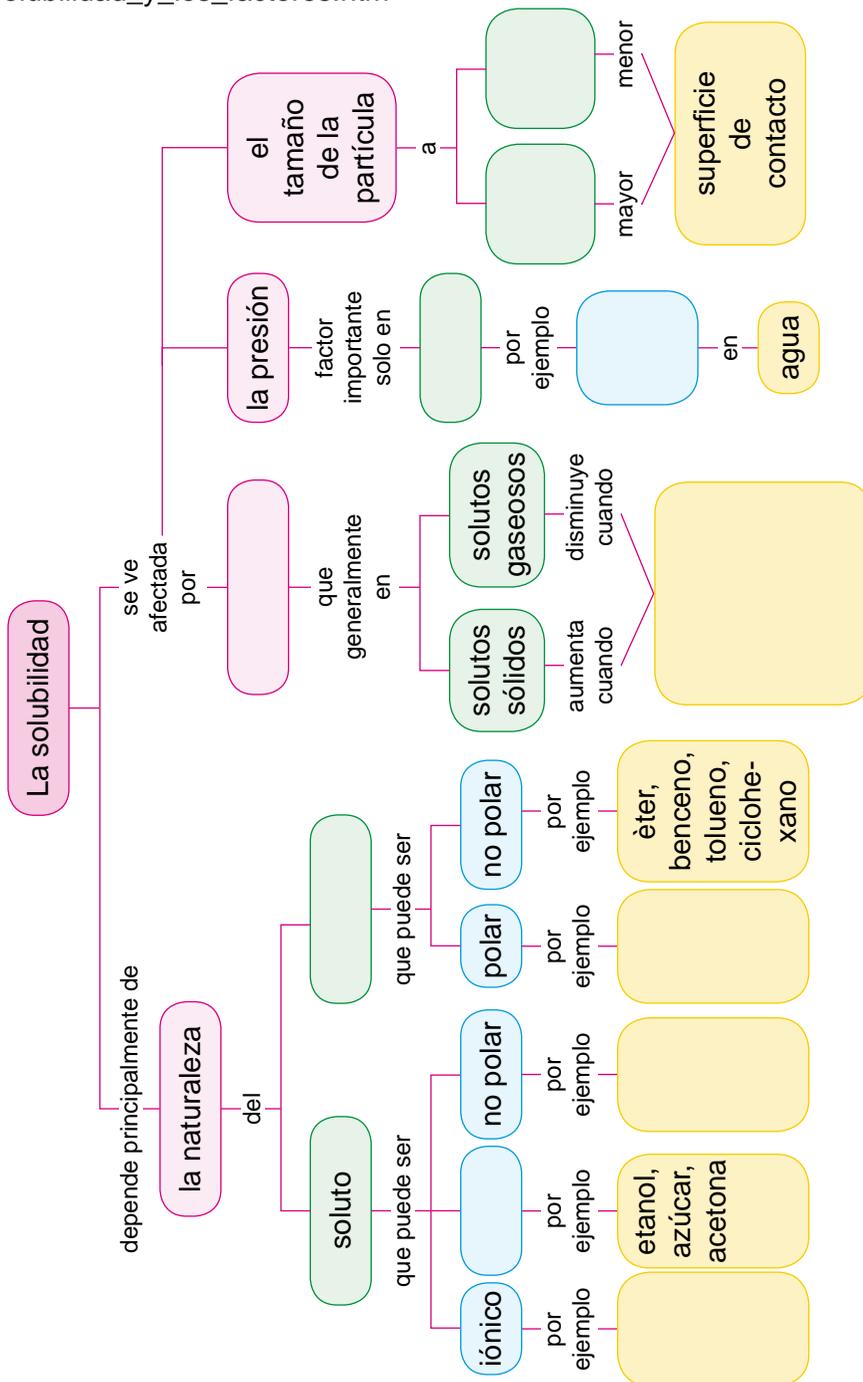
Procesamiento de la información

Actividad 1.12



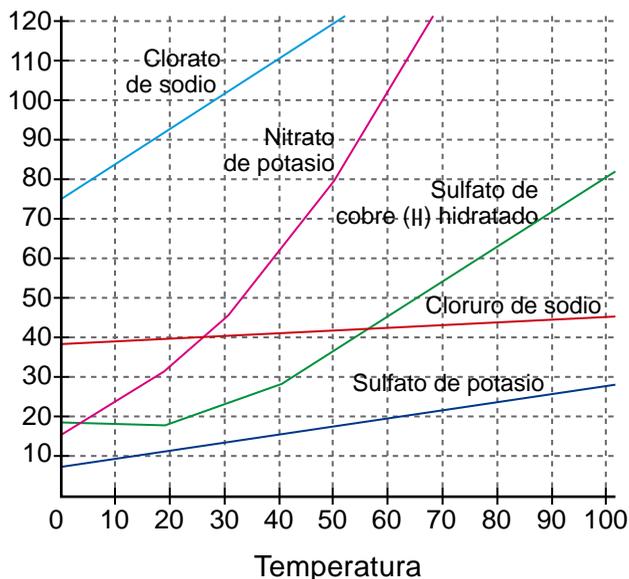
En forma individual o colaborativa realiza las siguientes actividades:

1. Completa el mapa conceptual que se presenta y organiza los conceptos relacionados con solubilidad y los factores que la afectan. Esta actividad la podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3217629/html5/la_solubilidad_y_los_factores.htm



2. Observa la gráfica que muestra las solubilidades de diferentes sustancias e indica a cuál le afecta menos en su solubilidad, una variación de temperatura.

Gramos que se disuelven en 100 g de agua



Aplicación de la información

Actividad 1.13



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

- Problemas de solubilidad:
 - Encuentra la solubilidad del nitrato de potasio, KNO_3 a 40°C y a 60°C , utiliza para ello, la gráfica de solubilidad que se muestra en la parte superior.
 - ¿Cuál es la masa de los cristales que se forman si la disolución saturada de KNO_3 en 100 g de agua se enfría de 60°C a 40°C .
 - Observa en la gráfica, la solubilidad del sulfato de cobre hidratado a 70°C y determina aproximadamente cuántos gramos se depositarán si se enfría la disolución a 20°C .
- La ley de Henry no se cumple para aquellos gases que reaccionan con el disolvente, como por ejemplo, el amoníaco. ¿Qué pasaría si una vez duplicada la presión sobre el gas, ésta se reduce a la mitad?

- Explica con ejemplos el significado de la expresión “lo semejante disuelve a lo semejante”.

4. Explica si se puede predecir si una sustancia es soluble en agua con sólo conocer su fórmula química y el tipo de átomos que lo constituyen.

5. Explica qué propiedades del alcohol y el azúcar los hacen solubles en agua.



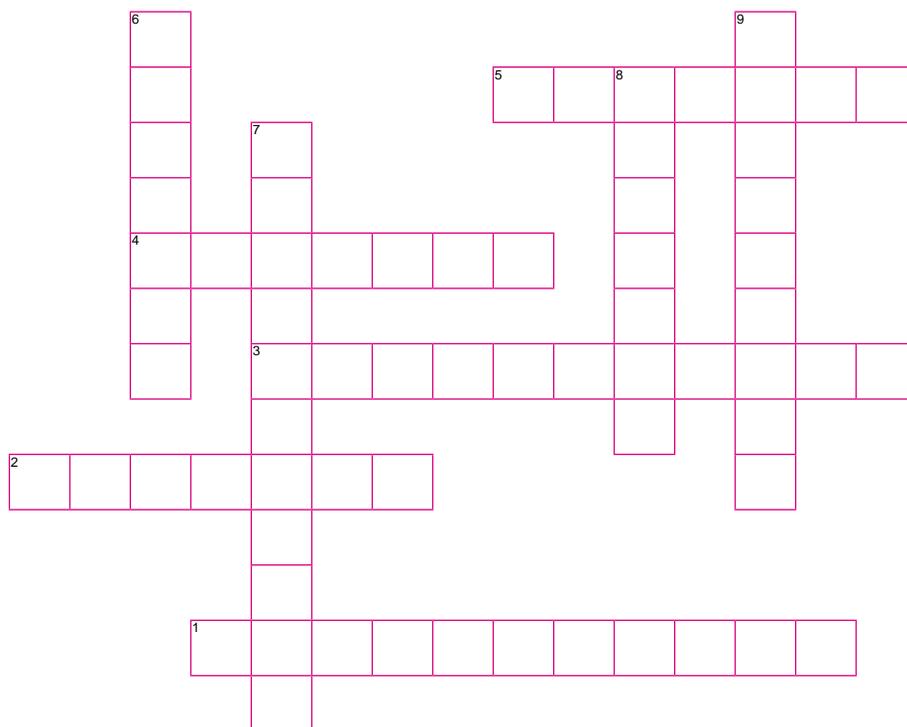
Autoevaluación

Actividad 1.14



Autoevalúate resolviendo el siguiente crucigrama relacionado con disoluciones y sus componentes. Si deseas utiliza el siguiente enlace:

<https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3189267/disoluciones.htm>



Horizontales

1. En un vaso de precipitado de 250 mL que contiene agua fría, se adicionan 50 g de azúcar; posteriormente se agita la mezcla y se observa que una parte del azúcar agregado no se disuelve, sino que permanece en el fondo del vaso sin disolverse. El factor que dificultó la solubilidad del soluto, fue la...
2. Para aumentar la solubilidad del CO_2 en las bebidas carbonatadas se aumenta la _____ sobre el gas.
3. Propiedad física que expresa la cantidad de soluto (gramos) que se puede disolver en 100 gramos de disolvente a una temperatura determinada.
4. El fenómeno de El Niño ocasiona que en las costas del Perú y el Ecuador, los peces emigren al sur en busca de aguas frías, esto sucede porque la solubilidad del oxígeno...
5. El aumento de la presión en una disolución, hace que aumente la solubilidad, sólo si el soluto es...

Verticales

6. El azúcar se disuelve más fácilmente, cuando el disolvente agua se encuentra a temperatura...
7. La gasolina y el agua son sustancias...
8. El cloruro de sodio es una sustancia _____ en agua.
9. Cuando una sustancia se disuelve fácilmente en otra, el factor que más influye es...

Formas cualitativas de expresar la concentración de una disolución

- Expresa la concentración de una disolución, de forma cualitativa: saturada, sobresaturada y no saturada.
- Clasifica a los tipos de disolución de forma cualitativa.
- Aprecia la importancia de los distintos tipos de concentración de la disolución en los procesos vitales y en la vida cotidiana.

Sensibilización**Actividad 1.15****Propósito**

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cualitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

¡Que tanto es tantito!

Lectura

El Quelite es un pueblo pintoresco y mágico que se localiza a 38 kilómetros al noroeste de Mazatlán, su arquitectura rural del siglo XIX, se caracteriza por tener casas de teja roja y portales al frente. La familia de Juan tiene la costumbre de tomar y deleitar un sabroso y aromático café, por las tardes, reunidos en el portal.

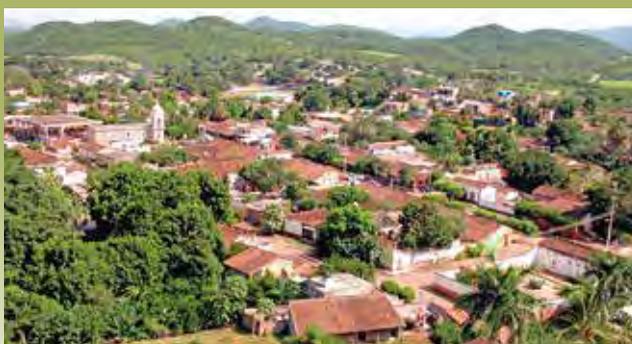


Fig. 1.13 *Pueblo de El Quelite.* Tomada de: <https://www.pinterest.com.mx>

Una tarde, su mamá no estaba en casa y acomedido le preguntó a su papá, ¿te preparo una taza de café? Le dijo Juan a su papá. Sí, gracias, contestó. ¿Concentrado o diluido, preguntó Juan? ¡Cargadito, cargadito!, le contestó su papá. ¿Y de azúcar? Media cucharada; ya sabes cómo ando de la diabetes. Juan, preparó el café con la cantidad de azúcar solicitada. Al probarlo, su papá exclamó, ¡te quedó chirri! Juan, un tanto desconcertado, preguntó por el significado de esa palabra. Su papá le explicó que es una expresión muy sinaloense y se usa para denotar que el café o el atole, está diluido y falta agregarle más café o ponerle menos agua. Asimismo, el término “cargadito”, significa que está “fuerte” o concentrado.

Juan se preguntó, si un café diluido tiene poco café, en comparación con la cantidad de agua; entonces ¿cuándo está concentrado? Sin responderse aún, preguntó a su papá, ¿cómo quedó de azúcar? Igual, dijo su papá, está “desabrido”, poco dulce. Juan, que nunca había preparado café, regresó con la taza, colocó el líquido de nuevo en la cafetera, y agregó más café. Se cuestionó en voz alta, ¿qué tanto es tantito? ¿Cómo encontrar la proporción exacta de café o de azúcar, para que éste no quede ni “chirri”, ni “cargado”, o sea, ni diluido, ni concentrado? La respuesta, dijo el papá de Juan, está en lo empírico, es decir, en la experiencia, la concentración de un café, se puede determinar sólo por la intensidad de su color y sabor. Ese día, Juan aprendió a preparar café y a comprender algunos términos y frases sinaloenses.

Minutos después, en el portal de la casa saborearon el rico café, cultivado en las montañas del sur o en el centro del país, por indígenas amuzgos, coras, chatinos, chinantecos, chontales, choles, huicholes, ixcatecos, jacaltecos, mames, mazatecos, mixes, mixtecos, motozintlecos, nahuas, otomíes, popolucas, teneks, tepehuas, tlapanecos, tojolobales, totonacas, triquis, tzeltales, tzotziles, zapotecos y zoques. Ellos hacen que México ocupe a nivel mundial el décimo lugar como país productor y exportador de café y Chiapas el primer lugar en la República Mexicana.

Problematización

Actividad 1.16



En forma individual explora tus conocimientos previos acerca de la forma cualitativa de expresar la concentración de una disolución dando respuesta a las siguientes preguntas. Este test lo podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3231398/html5/disoluciones_saturadas.htm

1. Cuando escuchas la palabra concentración, ¿qué acude a tu mente?
 - a) Poner atención en algo
 - b) Aglomeración de gente en un mitin o manifestación
 - c) Cantidad de partículas dispersas en un disolvente
2. A la proporción o cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente, se le conoce como...
 - a) Solubilidad
 - b) Disolución
 - c) Concentración

3. Término que comúnmente se utiliza para decir que una disolución contiene poca cantidad de soluto disuelto, en cierta cantidad de disolvente.
 - a) Saturada
 - b) Diluida
 - c) Concentrada

4. Normalmente a la disolución que contiene menor cantidad de soluto del que puede ser disuelto, a una temperatura determinada, se le conoce como...
 - a) Saturada
 - b) No saturada
 - c) Sobresaturada

5. La disolución que contiene más soluto del que normalmente se puede disolver a una temperatura determinada, en cierta cantidad de disolvente, se le conoce como...
 - a) Saturada
 - b) No saturada
 - c) Sobresaturada

6. La disolución que contiene la cantidad exacta de soluto que se puede disolver en un cierto volumen de disolvente, a una determinada temperatura, se le conoce como...
 - a) Saturada
 - b) No saturada
 - c) Sobresaturada

7. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
 - a) Las disoluciones no saturadas son disoluciones concentradas
 - b) Las disoluciones pueden tener más de un soluto
 - c) Las disoluciones no saturadas en ocasiones son concentradas

8. Si sabemos que a 25°C la solubilidad del azúcar es de 204 g en 100 mL de agua y tenemos una disolución a esa temperatura que contiene 2040 g de azúcar en un litro de agua, podemos decir que se trata de:
 - a) Una disolución concentrada y sobresaturada
 - b) Una disolución concentrada y saturada
 - c) Una disolución diluida y sobresaturada

9. Si se deja una disolución de CuSO_4 en un vaso de precipitado destapado, y al cabo de unas semanas aparecen en el fondo ciertos cristales. La disolución que hay sobre el precipitado es:
 - a) No saturada
 - b) Saturada
 - c) Sobresaturada

10. Una disolución es una mezcla:
 - a) Homogénea, separable en sus componentes sólo por métodos químicos
 - b) Heterogénea, constituida por más de un componente, separables por métodos físicos
 - c) Homogénea, constituida por más de un componente, separables por métodos físicos

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.17



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con el tema, formas cualitativas de expresar la concentración de una disolución.

En química se utilizan dos formas de expresar la concentración de una disolución; cualitativa y cuantitativa. En este apartado revisaremos por el momento sólo los términos cualitativos que se utilizan para expresar la concentración de una disolución, como son: diluida, concentrada, saturada, no saturada y sobresaturada.

La **concentración** de una disolución se puede definir como la cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente o de disolución, que expresa la relación cuantitativa entre soluto y disolvente.

De manera cotidiana, para expresar la concentración de una disolución, se utilizan términos como diluido y concentrado. El término **diluido** proviene de dilución, proceso que consiste en preparar una disolución diluida a partir de una concentrada.

Una **disolución diluida**, es aquella que contiene relativamente poco soluto disuelto, con respecto a la cantidad de disolvente presente en la disolución, y una **disolución concentrada**, es aquella que tiene más soluto que una disolución diluida, pero las dos expresan una concentración relativa, no exacta del soluto presente en la disolución.

Otra forma de expresar cualitativamente la concentración de una disolución, es mediante el uso de términos que sugieran la cantidad de soluto presente, con base al límite de solubilidad de esa sustancia, en cierta cantidad de disolvente.

Por ejemplo:

Al adicionar cloruro de sodio (sal de mesa) o azúcar (sacarosa) a un vaso con agua, al agitar los cristales desaparecen rápidamente, si seguimos agregando sal o azúcar llegaremos al límite en el que el sólido ya no se disolverá más, sino que se depositará en el fondo del vaso. Decimos que la disolución ha llegado a un punto de saturación o punto de equilibrio dinámico, donde la velocidad de disolución es la misma que la de cristalización.

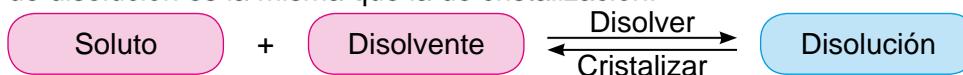


Fig. 1.14 Disolución saturada de sulfato de cobre (II). Tomada de: <http://watchinf.com>

A la disolución que contiene la cantidad exacta de soluto que se puede disolver en un cierto volumen de disolvente a una determinada temperatura, se le denomina **disolución saturada**.

Es importante citar la temperatura a la que se saturó la disolución, porque una disolución que está saturada a determinada temperatura, puede no estarlo a otra. Por ejemplo, si se disuelven 21.4 gramos de CuSO_4 (sulfato de cobre II) en 100 mL de agua, a una temperatura de 20°C , decimos que está saturada, pero si se disuelve la misma cantidad de soluto a una temperatura de 35°C , la condición de la disolución será no saturada.

Una disolución que contiene la menor cantidad de soluto del que puede ser disuelto a una temperatura determinada, se le conoce como **disolución no saturada**.



Fig. 1.15 *Disolución no saturada de sulfato de cobre (II)*. Tomada de: <http://megacientifica.com.br>

Una disolución no saturada, puede ser considerada como una disolución diluida o concentrada, dependiendo de la cantidad relativa de soluto disuelto en ella.

Las disoluciones que contienen más soluto del que normalmente se puede disolver a una temperatura determinada en una cierta cantidad de disolvente, se conocen como **disoluciones sobresaturadas**.

Las disoluciones sobresaturadas, son muy inestables, las perturbaciones como golpes, agitaciones o adición de un cristal “semilla”, hace que el soluto en exceso, cristalice y con facilidad regrese a su estado de saturación.



Fig. 1.16 *Disolución sobresaturada de sulfato de cobre (II)*. Tomada de: <http://watchinf.com>

¿Sabías que...

la cristalización se utiliza para obtener el azúcar? El azúcar de caña (sacarosa) o azúcar común, es obtenido a partir del jugo de caña. En su fabricación se utiliza una serie de procesos físico-químicos para quitarle las impurezas.

La caña que llega a la fábrica se transporta desde los cañaverales, se pesa en las básculas y se descarga en las mesas de alimentación. Utilizando picadoras se desfibran o rompen los tallos de la caña, y por medio

de bandas transportadoras se conducen a los molinos, donde se extrae la sacarosa mediante un proceso que consiste en exprimir y lavar el bagazo. Éste sale del último molino y se puede utilizar como combustible o para fabricación de papel o paneles de aserrín comprimido.

La operación de cristalización consiste en la separación de un componente de una disolución líquida transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que precipitan.

El jugo de caña proveniente de los molinos se alcaliniza, y posteriormente se clarifica por sedimentación y decantación de sólidos, lo cual permite obtener un jugo claro. En evaporadores al vacío, al jugo clarificado se le extrae hasta el 75% del agua. El concentrado obtenido pasa al proceso de cristalización, el cual se lleva a cabo en «tachos al vacío».

La cristalización del azúcar a nivel industrial es un proceso lento que se acelera introduciendo al tacho unos granos de polvo de azúcar finamente molido.

Tomado y adaptado de http://es.wikipedia.org/wiki/Azucar_de_caña



Fig. 1.17 *Eldorado*. Tomada de: <https://wikisinaloa.org>

Procesamiento de la información

Actividad 1.18

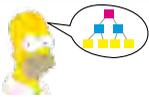


En forma individual o colaborativa realiza las siguientes actividades:

Si observas los vasos que se muestran en la figura, contienen agua fresca de sabor Jamaica, ¿cómo describirías en términos cualitativos la concentración de estas disoluciones?



Actividad 1.19



Completa el mapa conceptual que se presenta y organiza los conceptos relacionados con la forma de expresar cualitativamente la concentración de las disoluciones. Esta actividad la podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3232104/html5/formas_cualitativas_de_disoln.htm



Aplicación de la información

Actividad 1.20

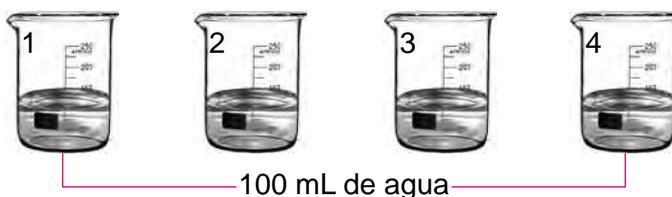


Realiza la actividad experimental que se indica a continuación, ya sea como práctica de clase o tarea extraclase, ésta consiste en identificar disoluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas.

- a) Toma cuatro vasos de precipitado o de plástico y numéralos del 1 al 4.



- b) Agrega 100 mL de agua a cada uno de ellos.



- c) En el vaso número 1, agrega una cucharada de polvo para preparar bebidas saborizadas y agita.
 d) En el vaso número 2, agrega dos cucharadas de polvo para bebida saborizada y agita.
 e) En el vaso número 3, agrega tres cucharadas de polvo y agita.
 f) En el vaso número 4, adiciona 5 cucharadas de polvo o más, hasta que no se disuelva más polvo.
 g) Observa cada vaso, compáralos entre sí y responde a las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es el vaso que contiene una disolución de mayor concentración?

2. ¿Cuál es el vaso que contiene una disolución de menor concentración?

3. ¿Cuáles vasos contienen disoluciones no saturadas?

4. ¿Cuál vaso contiene una disolución saturada?

5. ¿Alguno de estos vasos contiene una disolución sobresaturada?

6. ¿Podemos modificar la disolución saturada de modo que se convierta en una disolución sobresaturada? Explica.

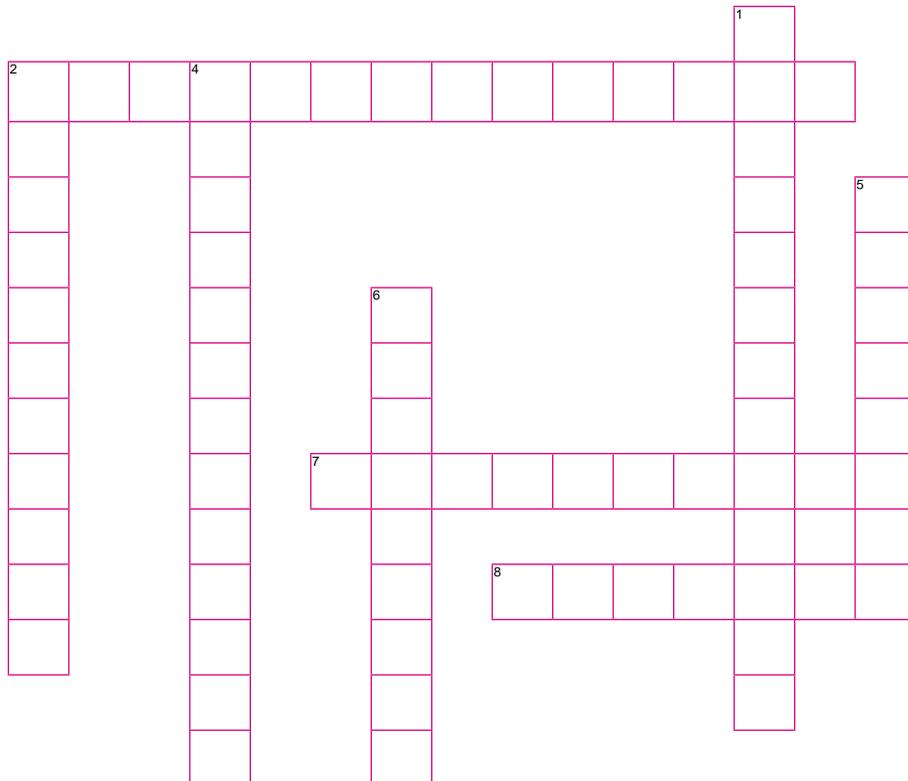


Autoevaluación

Actividad 1.21



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3234820/html5/disoluciones_saturadas.htm.



Horizontales

2. Proceso que se presenta cuando en una disolución sobresaturada se deposita en el fondo el soluto sin disolver...
7. Normalmente a la disolución que contiene menor cantidad de soluto del que puede ser disuelto, a una temperatura determinada, se le conoce como...
8. Término que comúnmente se utiliza para decir que una disolución contiene poca cantidad de soluto disuelto, en cierta cantidad de disolvente.

Verticales

1. A la proporción o cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente, se le conoce como...
2. Término común que se utiliza para denotar que una disolución tiene gran cantidad de soluto disuelto.
4. La disolución que contiene más soluto del que normalmente se puede disolver a una temperatura determinada, en cierta cantidad de disolvente, se le conoce como...
5. La disolución que contiene la cantidad exacta de soluto que se puede disolver en un cierto volumen de disolvente, a una determinada temperatura, se le conoce como...
6. Una disolución es una mezcla:

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (por ciento en masa)

- Expresa la concentración de una disolución, en forma cuantitativa.
- Resuelve problemas relacionados con la forma de expresar la concentración de una disolución en por ciento en masa.
- Aprecia la importancia de conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente, en la vida cotidiana y en algunos procesos de interés científico.

Sensibilización

Actividad 1.22



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cuantitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

¿Por qué el agua de mar es salada?

Lectura

Tiempo atrás, cuando no se utilizaba la televisión y las comunidades y familias vivían en ambientes más pacíficos, era una costumbre al caer la tarde, salir a la banqueta a jugar o a conversar compartiendo entre vecinos y familiares anécdotas, historias, adivinanzas y cuentos. En cierta ocasión, José Manuel, siendo un niño, le preguntó a su padre por qué el mar es salado,

y éste le respondió, que en el fondo del mar existía un duendecillo con una máquina especial que producía la sal, y el chico quedó convencido con la respuesta.

Cuando José Manuel cursaba la preparatoria recordó el cuento y convenció a sus compañeros de equipo, para seleccionar como tema de su proyecto de ciencia, el origen de la sal del agua de mar. Entre otras preguntas se plantearon, ¿de dónde proviene la sal del agua de mar?, ¿por qué el agua de mar es salada?

En la búsqueda de información encontraron que la sal del mar proviene de las rocas y la tierra del cauce de los ríos.

Cuando llueve, el agua de la lluvia reacciona con el dióxido de carbono que se encuentra en el aire. Esto ocasiona que el agua de lluvia sea un poco más ácida, por el ácido carbónico que se forma de la reacción entre el CO_2 y el agua. Al caer la



Fig. 1.18 Playa Ceuta.



lluvia erosiona parte de las rocas, el ácido actúa sobre éstas y las convierte en iones, los cuales se depositan en arroyos y ríos, que finalmente llegan al mar.

Muchos de los iones disueltos son aprovechados por los organismos marinos. Otros iones permanecen en el mar por largo tiempo, y ocasiona que la concentración salina se incremente. Los iones más comunes en el mar, son el anión cloruro y el catión sodio. Estos componentes representan el 90% de los iones disueltos en el mar. El sabor salado del agua de mar, se debe a que contiene principalmente cloruro de sodio (NaCl).

José Manuel y su equipo encontraron respuesta a sus interrogantes, pero además, conocieron que la concentración de sal en el mar se denomina salinidad e indica el contenido de sales minerales disueltas en un cuerpo de agua. La salinidad se mide en gramos de sal por cada litro de agua de mar (g/L), se puede observar que éstas son unidades de densidad. El agua de mar en promedio presenta 35 gramos de sal por cada litro de agua, y se expresa como 35% de salinidad. En química cuantitativa, esa salinidad equivale a 3.5% en masa.

El porcentaje referido a la masa (% m) se utiliza para disoluciones de solutos sólidos en disolventes sólidos o líquidos, como la salmuera, el almíbar, las aleaciones y en la composición de minerales.

Problematización

Actividad 1.23



Explora tus conocimientos previos acerca de la forma de expresar la concentración de una disolución en porcentaje en masa. El presente test lo podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3249944/html5/porciento_en_masa.htm.

- ¿Qué significa que el agua de mar contenga 3.5% en masa de sales disueltas?
 - Significa que en 100 mL de agua de mar están contenidos 3.5 g de sales
 - Significa que en 100 mL de agua de mar están contenidos 35 g de sales
 - Significa que existe 103.5 g de sales en la disolución
- ¿De qué manera influye la evaporación en la concentración salina de un estero?
 - Disminuye el contenido de sales al aumentar la evaporación
 - Aumenta el contenido de sales al aumentar la evaporación
 - No influye de manera significativa
- ¿Qué expresión matemática se utiliza para determinar el porcentaje en masa de soluto en una disolución?
 - $\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa del disolvente}} \times 100$
 - $\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100$
 - $\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa del disolvente}}{\text{masa de la disolución}} \times 100$

4. ¿Qué porcentaje en masa de soluto corresponde a una disolución que contiene 35 g de KCl en 150 mL de agua?
 - a) 35 % de KCl
 - b) 23.33% de KCl
 - c) 18.92 % de KCl

5. ¿Qué porcentaje en masa de soluto presenta 250 mL de una disolución acuosa que contiene 85 g de urea?
 - a) 25.37 % de Urea
 - b) 34% de Urea
 - c) 85% de Urea

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.24



De manera individual lee la información que se proporciona en relación con la forma de expresar la concentración de las disoluciones en porcentaje en masa.

Las formas cualitativas de expresar la concentración de las disoluciones, son útiles, pero poco precisas, pues sólo indican de manera muy general, la cantidad relativa de soluto presente en la disolución.

En muchas actividades de la vida cotidiana y también para procesos de interés científico se requiere conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente o en la disolución.

En química se utilizan varias formas de expresar cuantitativamente la concentración de una disolución, en este curso se abordarán el porcentaje en masa y en volumen, partes por millón, molaridad y molalidad.

En el mapa conceptual que se muestra a continuación, se relaciona a dichas concentraciones desde los términos físicos y químicos.

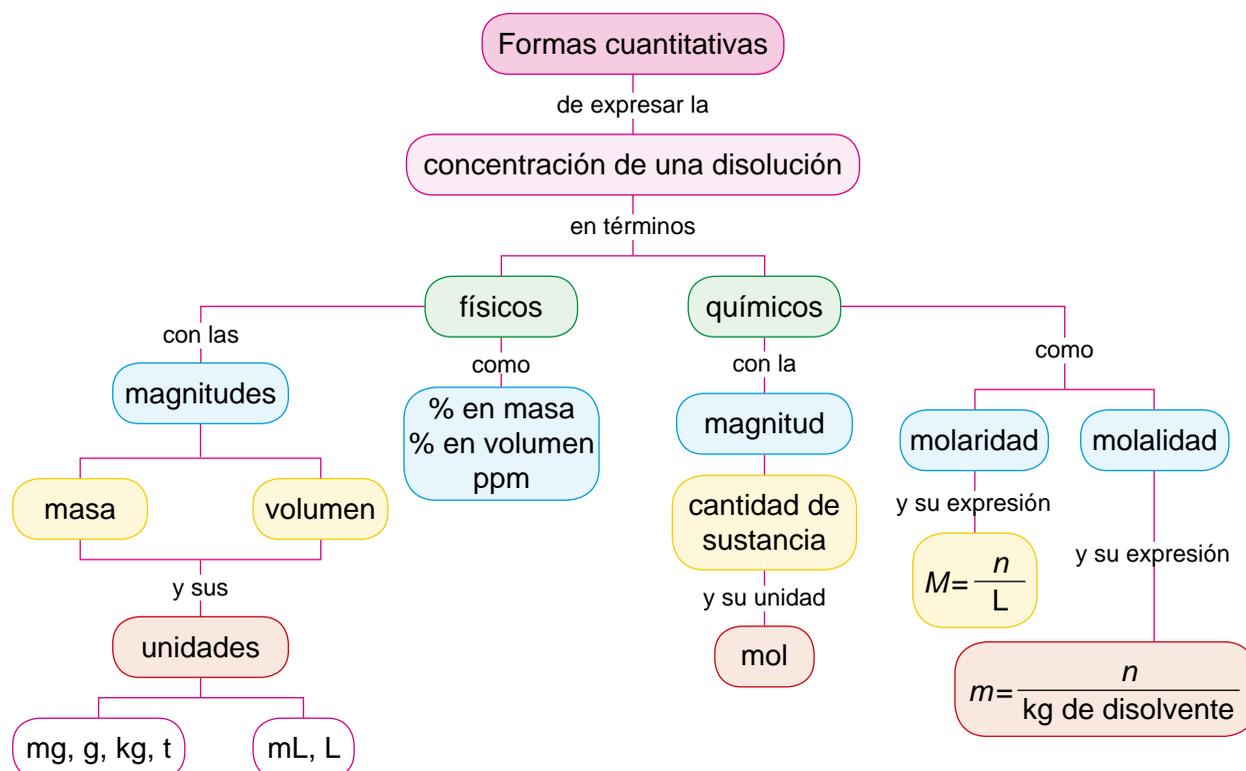


Fig. 1.19 Formas cuantitativas de expresar la concentración en términos físicos y químicos.

Porcentaje en masa

Una forma frecuente de expresar la concentración de una disolución de un sólido en un líquido o de un sólido en un sólido, es en términos de porcentaje en masa, el cual indica las partes de soluto presentes en 100 partes de disolución.

El porcentaje en masa expresa la cantidad en gramos de soluto presentes en 100 gramos de disolución.

El porcentaje en masa no tiene unidades porque es una relación de cantidades semejantes.

$$\text{Porcentaje en masa del soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Como la masa de la disolución se determina sumando la masa del soluto y la masa del disolvente, entonces:

$$\text{Porcentaje en masa del soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente}} \times 100$$

Por ejemplo:

Una disolución acuosa de nitrato de plata al 2% se prepara disolviendo 2 g de nitrato de plata en 98 gramos de agua o bien, 1 g de nitrato de plata en 49 gramos de agua. Esta disolución oftálmica se utiliza para prevenir infecciones en los ojos del recién nacido.



¿Sabías que...

con base en el contenido de sales disueltas, el agua se clasifica en agua dulce, si posee menos de 0.05% de sales, agua salobre, si contiene entre 0.05 a 3% de sales, agua salina, si contiene 3.6% y salmuera, 5% o más de sales.

Por ejemplo:

Los sueros fisiológicos también conocidos como disoluciones salinas al 0.9%, se preparan disolviendo 0.9 g de cloruro de sodio en 99.1 g de agua destilada.



Por ejemplo:

En la preparación de jarabe y almíbar se utiliza agua y azúcar a diferentes concentraciones. El jarabe es una disolución saturada, mientras que el almíbar es una disolución sobresaturada. Un jarabe puede tener una concentración del 45-85 % de azúcar en agua.

Los jarabes se utilizan de manera frecuente en medicamentos para calmar la tos. Su uso en pediatría, es debido a que enmascara el sabor desagradable del medicamento.



¿Sabías que...

el lugol o solución de lugol es una disolución de yodo diatómico (I_2) al 1%, en equilibrio con yoduro de potasio (KI) al 2%, disuelto en agua destilada? El lugol se emplea como desinfectante y antiséptico. Además puede ser utilizado en la desinfección del agua en situaciones de emergencia. También se usa en prácticas de laboratorio para identificar polisacáridos como almidón y glucógeno, el cual en presencia de estos carbohidratos, vira a negro o azul. El nombre de lugol se debe al médico francés Jean Guillaume Auguste Lugol, quien descubrió que el yodo, que es prácticamente insoluble en agua, se disuelve fácilmente añadiendo yoduro de potasio. Por este motivo, la disolución de yodo con yoduro de potasio en agua se llama reactivo o líquido de Lugol, o simplemente Lugol.

Procesamiento de la información

Actividad 1.25



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. Si el % en masa se determina utilizando la siguiente expresión matemática:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100$$

¿Con qué ecuación matemática se puede determinar la masa del soluto presente en una disolución a determinada concentración en porcentaje en masa?

2. Asimismo, ¿con qué ecuación matemática se puede determinar la masa del disolvente utilizado para preparar una disolución a determinada concentración en porcentaje en masa?
-

3. Si en la Salina de Guerrero Negro, Baja California, se evaporan 680 gramos de agua de mar y al término del proceso sólo queda un residuo salino de 110 gramos. ¿Cuál será el porcentaje en masa de la sal en esta disolución?
-



4. Se desea preparar un jarabe al 85 %, ¿cuánta agua y azúcar se debe utilizar?
-
-
-

Aplicación de la información

Actividad 1.26



En forma individual o colaborativa argumenta los siguientes cuestionamientos:

1. El nitrato de potasio (KNO_3) se utiliza en la producción de ácido nítrico, pero también encuentra aplicación como fertilizante y propelente en cohetes. Si la solubilidad de esta sustancia a 20°C es de 30 gramos por cada 100 gramos de agua. ¿Cuál será el % en masa del soluto en una disolución saturada?

Respuesta: 23.077 % de KNO_3

2. El azúcar de mesa o azúcar común, es un disacárido de nombre sacarosa, formado por una unidad de glucosa y otra de fructosa. Un joven preparó una disolución azucarada disolviendo 50 gramos de azúcar en 300 gramos de agua, al terminar su trabajo se preguntó, ¿cuál será el porcentaje en masa del azúcar en esta cantidad de agua?

Respuesta: 14.286 % de sacarosa

3. El hidróxido de sodio se conoce comúnmente como sosa cáustica y se utiliza en la fabricación de jabones. Si se añaden 10 g de NaOH (hidróxido de sodio) a 100 g de disolución de NaOH al 20% en masa. ¿Cuál será el porcentaje en masa de la nueva disolución?

Respuesta: 27.273 % de NaOH

4. El yoduro de potasio (KI) es una sal cristalina cuya estructura es cúbica. ¿Cuál es el % en masa de este soluto en una disolución que contiene 10 g de KI y 800 g de agua?

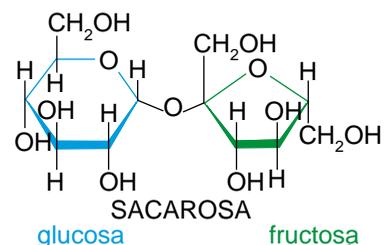
Respuesta: 1.235 % de KI

5. El bicarbonato de sodio (NaHCO_3) se utiliza como deodorizante, para limpiar metales, para neutralizar derrames de ácidos, en gastronomía y principalmente como antiácido. Calcule el % en masa del soluto de una disolución que contiene 25 gramos de bicarbonato de sodio en 100 mL de agua.

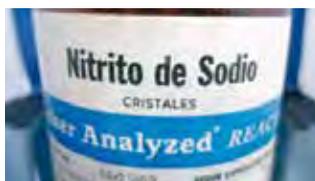
Respuesta: 20 % de NaHCO_3

6. El sulfato de cobre (II) pentahidratado, es usado en el tratamiento del impétigo, dermatitis, dermatosis exudativas y lesiones sobreinfectadas de la piel. Si se desea preparar una disolución al 5% de sulfato cúprico pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), utilizando 500 g de agua ¿cuántos gramos de la sal se deben añadir?

Respuesta: 26.316 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



7. ¿Cuál es la cantidad de soluto presente en 300 gramos de una disolución de nitrito de sodio (NaNO_2) al 8%?



Respuesta: 24 g de NaNO_2

8. El permanganato de potasio (KMnO_4) es un oxidante enérgico, en disoluciones acuosas se recomienda para tratamientos fungosos en los pies. Si se desea preparar un litro de disolución acuosa al 2% de KMnO_4 , ¿qué cantidad de dicha sal se debe agregar?



Respuesta: 20 g de KMnO_4

9. La salsa guacamaya es un producto de exportación 100% sinaloense, en ella como en otros alimentos, se utiliza benzoato de sodio al 0.1% como conservador. Si se desea preparar 500 gramos de disolución de benzoato de sodio al 0.1%, ¿cuánto soluto se debe utilizar?



Respuesta: 0.5 g de benzoato de sodio

10. Si sólo contamos con la cantidad de 0.25 gramos de AgNO_3 y deseamos preparar una disolución acuosa al 2%, ¿qué cantidad de disolvente hay que utilizar?



Respuesta: 12.25 g de disolvente

Autoevaluación

Actividad 1.27



De manera individual autoevalúate argumentando cada una de las respuestas a los siguientes cuestionamientos.

Pregunta	Argumentación
1. ¿Qué significa que el agua de mar contenga 3.5% en masa de sales disueltas?	
2. ¿De qué manera influye la evaporación en la concentración salina de un estero?	
3. ¿Cuánta agua y azúcar se debe utilizar al preparar un jarabe al 85 %?	
4. En la pregunta 3, ¿qué condición permite considerar al agua como disolvente y al azúcar como soluto, si la masa del soluto es mayor que la del disolvente?	

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (por ciento en volumen)

- Expresa la concentración de una disolución, en forma cuantitativa.
- Resuelve problemas relacionados con la forma de expresar la concentración de una disolución en por ciento en volumen.
- Aprecia la importancia de conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente, en la vida cotidiana y en algunos procesos de interés científico.

Sensibilización

Actividad 1.28



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cuantitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

El chorizo de Mocolito

Lectura

Mocolito es un pueblo mágico, que se encuentra a 17 kilómetros al este de la ciudad de Guamúchil, famoso no sólo por sus productos alimenticios como el jamoncillo, la machaca, las palomas, los dulces de cacahuete de Cerro Agudo, su rico y sabroso chorizo y chilorio, sino además, por ser tierra de mujeres y hombres ilustres, como Agustina Ramírez, Eustaquio Buelna y Rafael Buelna Tenorio, entre otros.



Fig. 1.20 Pueblo Mágico Mocolito. Tomada de: <https://www.turimexico.com>

Ahí vive la abuela de José Alfredo, mejor conocido como el “Chito”. Ella se dedica, desde hace muchos años, a elaborar chorizo y chilorio casero. Cuando tuvimos la oportunidad de acompañar a nuestro amigo a la casa de su abuela, conocimos cómo elabora estos productos. Nos contó que la receta familiar, ha pasado de generación en generación, pero que elaborar chilorio y chorizo es tan fácil, que puede convertirse en una forma de empleo, como la empresa que ella misma dirige. ¿Qué se necesita, le preguntamos? Sólo es necesario conseguir los siguientes ingredientes: chile pasilla, ajo, orégano, pimienta, sal al gusto, paprika (pimiento rojo) o achiote para darle color y cebolla para el sabor. Todos



Fig. 1.21 Plazuela de Mocorito. Tomada de: <https://www.turimexico.com>

los ingredientes, se colocan en un sartén a fuego lento con un poco de aceite, se sofríen, y cuando están listos, se apaga el fuego y se le agrega un poco de vinagre. Los ingredientes se vierten en el vaso de la licuadora, se licúan y si la mezcla está muy espesa, se adiciona un poco de agua. Finalmente se agrega a la carne de cerdo molida, buscando que se incorpore.

¡Espero les haya quedado clara la receta! Dijo la abuela. Pero, si no, preparemos un poco de chorizo. La abuela le pidió a Chito que fuera a la tienda de Doña Armida a comprar unos litros de vinagre. Cuando Chito tuvo en sus manos las botellas, le llamó la atención la etiqueta del envase, al leerla encontró que el vinagre comercial tiene una concentración de ácido acético en agua del 4 % en volumen. Él ya había llevado algunos cursos de química en la prepa y se dijo. ¿No será mucho más barato para la empresa familiar, comprar ácido acético concentrado y entonces diluirlo a ese porcentaje? Lo pensó y se lo comentó a la abuela. ¿Y tendrá el mismo sabor? Dijo ella, preocupada. La entiendo, dijo Chito, aun cuando las moléculas de ácido acético son las mismas y la concentración también, el vinagre de manzana le da mejor sabor.

Problematización

Actividad 1.29



Explora tus conocimientos previos acerca de la forma de expresar la concentración de una disolución en porcentaje en volumen. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3446070/porcentaje_en_volumen.htm

- ¿Qué significa que el vinagre contenga 4% en volumen de ácido acético?
 - Significa que en 100 mL de vinagre están contenidos 4 mL de ácido acético
 - Significa que en 100 mL de vinagre están contenidos 40 mL de ácido acético
 - Significa que existe 104 mL de ácido acético en el vinagre
- ¿Qué expresión matemática se utiliza para determinar el porcentaje en volumen de soluto en una disolución?

a) % en volumen = $\frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen del disolvente}} \times 100$

b) % en volumen = $\frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100$

c) % en volumen = $\frac{\text{Volumen del disolvente}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100$

3. El formol o formalina es una disolución acuosa de metanal comúnmente conocido como formaldehído (CH_2O) al 40%. ¿Cuánto formaldehído y cuánta agua se necesita para preparar 100 mL de esta disolución?
- 40 mL de agua y 60 mL de formaldehído
 - 4 mL de metanal y 96 mL de agua
 - 40 mL de metanal y 60 mL de agua
4. ¿Qué porcentaje en volumen de soluto corresponde a una disolución que contiene 5 mL de ácido acético en 150 mL de agua?
- 5 % de ácido acético
 - 155% de ácido acético
 - 3.226 % de ácido acético

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.30



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la forma de expresar la concentración de las disoluciones en por ciento en volumen.

El porcentaje en volumen se utiliza comúnmente para expresar la concentración de una disolución que resulta de disolver un líquido en otro líquido, aunque puede ser utilizada también en disoluciones gaseosas.

El porcentaje en volumen se utiliza para expresar la cantidad de mililitros (mL) de soluto presentes en 100 mililitros (mL) de disolución.

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100$$

Como el volumen de la disolución se determina sumando el volumen del soluto y el volumen del disolvente, entonces:

$$\text{Porcentaje en volumen del soluto} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen del soluto} + \text{Volumen del disolvente}} \times 100$$

¿Sabías que...

en las bebidas alcohólicas, las siglas °G.L., son unidades que expresan cuantitativamente la cantidad de etanol en una bebida alcohólica? Las siglas °G. L., se leen como grados Gay Lussac. Cuantitativamente 1 °G.L. es equivalente al 1 % en volumen. De forma tal, que si en la etiqueta de una bebida alcohólica dice que contiene 40 °G.L., esta tiene 40 mL de etanol por cada 100 mL de la disolución (bebida alcohólica).

¿Sabías que...

tanto en Estados Unidos como en Gran Bretaña y Rusia, se utiliza para especificar el contenido alcohólico los grados proof o prueba? Esta unidad cuantitativamente equivale al doble de los grados G. L. o % en volumen de la bebida. Por ejemplo, si un vodka tiene 100 °Proof, significa que posee 50 °G.L. o 50% en volumen de etanol.

Conozca más...

El alcohol y el cuerpo humano

En este artículo se analizan los efectos fisiológicos resultantes de la ingestión de alcohol etílico.

El alcohol es un depresor del sistema nervioso central. El sistema corporal es el más gravemente afectado por el alcohol (véase la tabla). El nivel en el que la función del sistema nervioso central se ve afectada, es directamente proporcional a la concentración de alcohol en la sangre.

Cuando se ingiere, el alcohol pasa del estómago al intestino delgado, donde se absorbe rápidamente en el torrente sanguíneo y se distribuye en todo el cuerpo. Debido a que se distribuye de manera rápida, el alcohol afecta al sistema nervioso central, aún en pequeñas concentraciones, en las que el alcohol disminuye las inhibiciones. Cuando la concentración de alcohol en la sangre aumenta, la respuesta de la persona a los estímulos disminuye notablemente, habla mal, y se afecta el sentido del equilibrio. Con concentraciones mayores a 0.35 g/100 mL de sangre, una persona puede caer en coma y morir.

La Asociación Médica Americana ha definido los niveles de concentración de alcohol en la sangre y sus efectos fisiológicos. Un nivel de deterioro para todas las personas se presenta a 0.04 g/100 mL de sangre. En la siguiente tabla se muestran los diferentes estados de intoxicación por la ingestión de alcohol.

Estados de intoxicación alcohólica.		
Concentración de alcohol en la sangre g/100 mL de sangre	Estado	Síntomas clínicos
0.01 - 0.05	Subclínica	Comportamiento casi normal.
0.03 - 0.12	Euforia	Euforia leve, sociabilidad, locuacidad para hablar, aumento de la confianza en sí mismo, disminución de inhibiciones Disminución de la atención, el juicio y el control. Comienza el deterioro sensorial-motriz y la pérdida de eficiencia en cualquier prueba.
0.09 - 0.25	Emoción	Inestabilidad emocional, pérdida de juicio crítico, deterioro de la percepción, la memoria y la comprensión. Disminución de reflejos. Disminución de la agudeza visual, de la visión periférica. Falta de coordinación motora sensorial; se afecta el equilibrio. Somnolencia.
0.18 - 0.30	Confusión	Desorientación, confusión mental, mareos, estados emocionales exagerados, perturbaciones de la visión y de la percepción del color, forma, movimiento y dimensiones. Aumento del umbral de dolor. Aumenta la falta de coordinación muscular, dificultad para el habla, apatía y letargo.
0.25 - 0.40	Estupor	Inercia general; se aproxima a la pérdida de funciones motoras. Disminuye notablemente la respuesta a los estímulos. Marcada falta de coordinación muscular, incapacidad para permanecer de pie o caminar. Vómitos, incontinencia, trastornos de la conciencia, sueño.
0.35 - 0.50	Coma	Inconsciencia completa. Temperatura corporal anormal Incontinencia, deterioro de la circulación y la respiración. Posible muerte.
0.45 o más	Muerte	Muerte por paro respiratorio.

Absorción

El alcohol es absorbido por todas las partes del tracto gastrointestinal en gran parte por simple difusión a la sangre. Sin embargo, en el intestino delgado es más eficiente la absorción de alcohol. En un estado de ayuno, se acepta generalmente que el 20% al 25% de una dosis de alcohol se absorbe desde el estómago y el 75% a 80% es absorbido por el intestino delgado. Estas concentraciones pico de alcohol en sangre en personas en ayuno, se logra dentro de 0.5 a 2.0 horas, mientras que las personas sin ayuno, muestran concentraciones pico de alcohol en 1.0 hora, y en casos extremos arriba de 6.0 horas.

Distribución

El alcohol tiene una alta afinidad por el agua y se encuentra en los fluidos y tejidos del cuerpo en tanto contengan agua. El alcohol absorbido es rápidamente llevado por todo el cuerpo en la sangre y una vez que se completa la absorción, se produce un equilibrio tal, que la sangre en todos los puntos del sistema contiene aproximadamente la misma concentración de alcohol.

Eliminación

El hígado es el responsable de la eliminación - a través del metabolismo - del 95% de la ingestión de alcohol del cuerpo. El resto del alcohol se elimina a través de la excreción por el aliento, orina, sudor, heces, leche y saliva. El cuerpo utiliza diferentes rutas metabólicas en la oxidación del alcohol: de alcohol a acetaldehído, de acetaldehído a ácido acético y finalmente a dióxido de carbono y agua.

Las personas sanas metabolizan el alcohol a un ritmo bastante consistente. Como regla general, una persona eliminará una media copa 0.5 oz (15 mL) de alcohol por hora. Varios factores influyen en este tipo de velocidad. La velocidad de eliminación tiende a ser mayor cuando la concentración de alcohol en la sangre en el cuerpo es muy alta o muy baja. Los alcohólicos crónicos también pueden (dependiendo de la salud del hígado) metabolizar el alcohol en una tasa significativamente mayor que el promedio. Por último, la capacidad del cuerpo para metabolizar el alcohol tiende a disminuir con la edad.

Tomado y adaptado de www.intox.com/physiology.asp

Procesamiento de la información

Actividad 1.31



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. Si el % en volumen se determina utilizando la siguiente expresión matemática:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100$$

¿Con qué ecuación matemática se puede determinar el volumen del soluto presente en una disolución a determinada concentración en por ciento en volumen?

2. Asimismo, ¿con qué ecuación matemática se puede determinar el volumen del disolvente utilizado para preparar una disolución a determinada concentración en por ciento en volumen?
-
3. En la etiqueta de un licor inglés se expresa que tiene en términos de concentración, 75 grados Proof (prueba). Calcula la cantidad de alcohol y agua en este licor, suponiendo que la botella contiene un litro de disolución.
-
-
-
4. La cerveza normalmente tiene una concentración de etanol al 4.5 %, si una lata contiene 355 mL de cerveza, ¿qué volumen de alcohol ingiere una persona que consume una lata?
-

Aplicación de la información

Actividad 1.32



En forma individual o colaborativa argumenta los siguientes cuestionamientos:

1. En la etiqueta de tequila cuervo especial que se muestra, aparece la concentración en grados proof. ¿A cuántos grados G.L. y % en volumen corresponde ésta?



2. En la imagen se muestra una botella de alcohol étílico al 96 % en volumen, el cual es utilizado como antiséptico en medicina. ¿A cuántos grados proof, corresponde su concentración?



3. Si el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) que se utiliza como antiséptico, se encuentra disuelto en un porcentaje en volumen del 5 %. ¿Cuánto peróxido de hidrógeno estará disuelto en esta disolución?



4. El porcentaje en volumen se usa con frecuencia para expresar la concentración de reactivos acuosos comerciales. Si el ácido nítrico (HNO_3) se vende como disolución al 70%, ¿cuánto soluto y disolvente se debe utilizar para preparar 500 mL de disolución con esta concentración?

Respuesta: 350 mL de HNO_3 y 150 mL de H_2O

5. Una de las causas principales de las muertes por accidentes automovilísticos es el abuso del alcohol etílico. Así que, si toma no maneje y si maneja, no tome. Cuando el nivel de alcohol en la sangre llega al 0.7 % en volumen, puede provocar la muerte. Si un hombre con una masa corporal de 70 kg, contiene aproximadamente 6 litros de sangre, ¿cuántos mL de alcohol se encontrarán en la sangre si se alcanza esta concentración?

Respuesta: 42 mL de alcohol etílico

Autoevaluación

Actividad 1.33



En forma individual autoevalúate argumentando cada una de las respuestas a los siguientes cuestionamientos.

Pregunta	Argumentación
1. ¿Qué significa que el vinagre contenga 4% en volumen de ácido acético?	
2. En la etiqueta de un licor inglés se expresa que tiene en términos de concentración, 75 grados Proof. ¿Qué cantidad de alcohol y agua se encuentra en este licor?	
3. El formol o formalina es una disolución acuosa de metanal comúnmente conocido como formaldehído (CH_2O) al 40%. ¿Cuánto formaldehído y cuánta agua se necesita para preparar 100 mL de esta disolución?	
4. La cerveza normalmente tiene una concentración de etanol al 4.5%, si una lata contiene 355 mL de cerveza, ¿qué volumen de alcohol ingiere una persona que consume seis latas?	
5. Si el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) que se utiliza en los salones de belleza, se encuentra disuelto en un porcentaje en volumen del 30 %. ¿Cuánto peróxido de hidrógeno estará disuelto en un litro de disolución?	

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (partes por millón)

- Expresa la concentración de una disolución, en forma cuantitativa.
- Resuelve problemas relacionados con la forma de expresar la concentración de una disolución en partes por millón.
- Aprecia la importancia de conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente, en la vida cotidiana y en algunos procesos de interés científico.

Sensibilización

Actividad 1.34



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cuantitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Los derrames mineros

Lectura

A 36 kilómetros de distancia del puerto de Mazatlán, se encuentra Concordia, un pueblo colonial conocido por la minería, carpintería y alfarería. Ángela vive allí, pero es originaria de Chupaderos. Ella estudia bachillerato durante la semana en la cabecera municipal, y cada fin de semana viaja a casa de sus padres. Durante su estancia en la ciudad, se enteró por el periódico, que el día jueves 16 de octubre de 2014, se rompió una represa de jales mineros de la mina “Dos Señores”, propiedad del grupo Cam Cab, provocando que se filtraran cerca de 10 mil 800 toneladas de material tóxico al arroyo Chupaderos, en el que desde niña se ha bañado.



Fig. 1.22 Plaza e Iglesia de Concordia. Tomada de: <https://wikisinaloa.org>

Ella leyó en el periódico La Jornada y Río Doce, que los reporteros Irene Sánchez y Javier Valdez (2014), entrevistaron a Patricia Inzunza, delegada de la Procuraduría Federal de Protección al Ambiente (Profepa), la cual explicó que la situación fue controlada con la construcción de siete represas para evitar filtraciones del material tóxico a los arroyos. Sin embargo, a Ángela le contaron sus familiares y vecinos, que la compañía

minera dio aviso a las autoridades tres horas después del siniestro, lo que hace suponer que los lixiviados se filtraron y escurrieron corriente abajo.

¿Cuál será el impacto que provocará este derrame de metales pesados, en el agua, flora y fauna de la región, en el corto, mediano y largo plazo? Se preguntó Ángela. Aún se desconoce acerca de esto. Las autoridades han alertado a los pobladores de Pánuco, Chupaderos, Magistral, Piedra Blanca y La Guásima, para que no consuman, ni utilicen agua de los ríos y arroyos, en tanto no se tengan los resultados de los análisis químicos del agua.

Por sus conocimientos de química, Ángela sabe, que el término “metales pesados”, está asociado a su alta densidad y toxicidad, como el plomo, cadmio, mercurio, cobre, arsénico, cromo y níquel. Sin embargo, existen metales pesados como el hierro, cobre, molibdeno, y zinc, que en trazas o cantidades pequeñas son necesarios para el buen funcionamiento de nuestro organismo, pero que en cantidades elevadas, resultan tóxicos y ocasionan daños. La presencia de estos metales pesados en agua, pueden representar un serio problema de salud pública para los habitantes de estas comunidades serranas y las de la costa. Por ejemplo, la contaminación por plomo y cadmio afecta al sistema nervioso central, provocando retraso mental.

El análisis químico a las muestras de lodos y aguas residuales que se recolectaron en el arroyo, determinará el grado de afectación o contaminación por estos metales. El estudio se hará utilizando espectrometría de absorción atómica, el cual determinará qué metales y en cuántas partes por millón (ppm) se encuentran en el agua o en el suelo. Cuando la muestra se encuentra en agua, las ppm se refieren a miligramos (mg) de analito por litro (L) de agua; mg/L (equivalente a $\mu\text{g}/\text{mL}$). Cuando la muestra se encuentra en minerales, las ppm se refieren a gramos (g) de analito por tonelada (t); g/t o mg/kg. Un analito es una

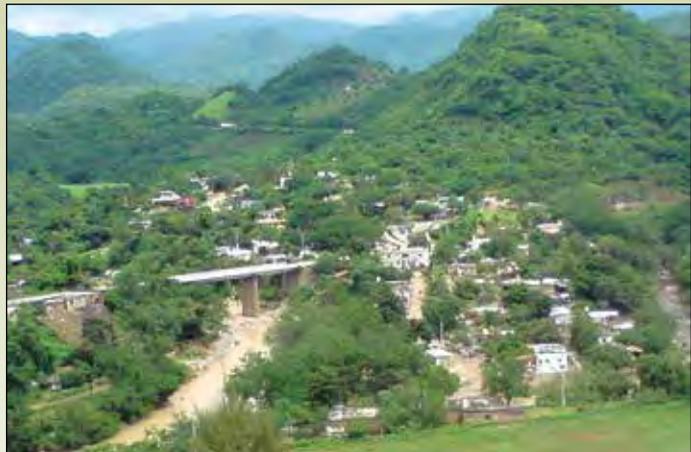


Fig. 1.23 Chupaderos, Concordia.

especie química cuya presencia o contenido se desea conocer mediante un proceso de medición química, en este caso los analitos, son los metales pesados.

Finalmente, las autoridades señalaron que no existen riesgos para la población, y que el problema no tendrá un impacto negativo, ni es tan delicado como pasó en Sonora. Al respecto, Ángela valoró la posibilidad de efectuar otros análisis químicos de manera independiente, a los realizados por el gobierno, y para ello ha pensado en proponer un proyecto a la Facultad de Química de la Universidad Autónoma de Sinaloa para determinar la presencia de metales pesados en arroyos y ríos, provocados por residuos de la minería.

Problematización

Actividad 1.35



Explora tus conocimientos previos acerca de la forma de expresar la concentración de una disolución en partes por millón.

- ¿Qué significado tiene la palabra “jale” en la lectura?
 - Trabajo
 - Del verbo jalar
 - Residuos mineros
- ¿Cómo interpretas la forma de expresar la concentración en partes por millón?
 - Como la cantidad de unidades de una determinada sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto.
 - Como la cantidad de miligramos de una sustancia, dispersa en un litro de disolución.
 - a y b son correctas.
- ¿En qué tipo de disoluciones se recomienda el uso de este tipo de concentración?
 - En contaminantes en el aire, agua y suelo.
 - En disoluciones acuosas comerciales como vinagre, alcohol.
 - a y b son correctas.
- ¿Qué significa que el agua de un arroyo, contenga 34 partes por millón de zinc?
 - que el zinc está al 34%
 - que un litro de agua, hay 34 mg de zinc.
 - que en un litro de agua hay 34 microgramos de zinc.
- ¿Qué entiendes por metales pesados? Menciona algunos ejemplos.
 - Metales tóxicos o venenosos en concentraciones bajas.
 - Metales con una densidad elevada.
 - a y b son correctas

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.36



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la forma de expresar la concentración de las disoluciones en partes por millón.

Este tipo de concentración se utiliza para expresar la presencia de pequeñas cantidades de soluto en disoluciones muy diluidas. Tales como, los contaminantes en el aire, agua, suelo, residuos de plaguicidas y drogas en el organismo, por mencionar algunos.

La concentración en partes por millón (ppm), se expresa como las partes de masa de soluto presentes en un millón de partes de masa de disolución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 10^6$$

Una regla muy práctica para calcular partes por millón, es recordar que para disoluciones acuosas diluidas, su densidad es muy cercana a la del agua: 1 g/mL

Esto significa que un gramo de agua está contenido en un volumen de un mililitro.

$$1\text{g H}_2\text{O} = 1\text{mL H}_2\text{O}$$

Por tanto, un kilogramo de agua tiene un volumen de un litro, como se muestra a continuación:

$$1\text{ kg H}_2\text{O} = 1\text{L H}_2\text{O} = 1000\text{ mL} = 1000\text{ g} = 10^3\text{g} \times \frac{10^3\text{ mg}}{1\text{ g}} = 10^6\text{ mg H}_2\text{O}$$

Entonces $1\text{ L H}_2\text{O} = 10^6\text{ mg H}_2\text{O}$

De lo cual se deduce que para disoluciones acuosas diluidas una parte por millón es equivalente a 1 mg/L.

$1\text{ ppm} = \frac{1\text{ mg}}{1\text{ L}}$

Por ejemplo:

Las ppm en los contaminantes del aire se refieren a las partes de vapor o gas contenidas por cada millón de partes de aire contaminado.

Por ejemplo:

Si en una muestra de aceite para motor, hay 20 ppm de plomo, entonces por cada millón de partes de aceite, hay 20 de plomo.

Técnicamente las partes por millón (ppm) podrían reportarse, según el medio donde se encuentren los contaminantes (agua, aire o suelo), en las siguientes unidades:

Por ejemplo:

El análisis de una muestra de agua potable se reportó la presencia de 25 ppm de iones cloruro.

25 ppm de cloruros	25 mg/L	25 µg/mL
--------------------	---------	----------

Por ejemplo:

En un análisis de oxígeno disuelto en agua, se reportó que contenía 15 ppm de O₂.

15 ppm de oxígeno disuelto	15 mg/L	15 µg/mL
----------------------------	---------	----------

Por ejemplo:

En el análisis de una muestra de suelo, se determinó la presencia de 18 ppm de Fe.

18 ppm de hierro	18 g/t	18 mg/kg
------------------	--------	----------

Por ejemplo:

Al analizar una muestra de aire contaminado se detectó la presencia de 35 ppm de monóxido de carbono.

35 ppm de monóxido de carbono	40 mg/m ³
-------------------------------	----------------------

En los contaminantes del aire para expresar las partes por millón, se utiliza un factor de conversión que depende de las propiedades físicas de cada contaminante y se expresan en cm^3/m^3 , o en mg/m^3 .

Por ejemplo:

Para el benceno el factor de conversión es $1 \text{ ppm} = 3.19 \text{ mg}/\text{m}^3$.

En la anilina, $1 \text{ ppm} = 4 \text{ mg}/\text{m}^3$

Tabla 1.4 Concentraciones de referencia de contaminantes solubles*

Contaminante	Concentración (mg/L)
Arsénico	0.500
Bario	10.000
Berilio	0.122
Cadmio	0.100
Mercurio	0.020
Níquel	1.100
Plata	0.500
Plomo	0.500
Selenio	0.100
Talio	0.020
Vanadio	0.160

* Norma Oficial Mexicana NOM-147-SEMARNAT/SSA1-2004. Recuperada de: http://www.dof.gob.mx/nota_detalle.php?codigo=4964569&fecha=02/03/2007

¿Sabías que...

las concentraciones de algunas sustancias por ser demasiado pequeñas, pero muy significativas por su toxicidad, se pueden expresar en partes por billón, ppb? Por ejemplo el límite máximo permitido de mercurio es de $0.02 \text{ mg}/\text{L}$ y la de plomo es de $0.5 \text{ mg}/\text{L}$, y como en esta expresión se manejan décimas y centésimas, es más conveniente expresar estos valores en partes por billón (ppb). Una parte por millón es equivalente a 1000 ppb, por lo que la concentración máxima permitida de mercurio y plomo es 20 ppb y 500 ppb, respectivamente.

¿Sabías que...

la espectroscopía de absorción atómica es una técnica muy útil para analizar cualquier muestra que se encuentre en disolución. Su sensibilidad puede determinar concentraciones en partes por millón o en partes por billón. Se utiliza en el monitoreo de sustancias tóxicas en personal expuesto a diferentes metales. En bioquímica nutricional para determinar la excreción de Ca, I y Se, por orina. En toxicología para determinar la presencia de arsénico, mercurio y talio que pudieron ser ingeridos accidentalmente, con fines suicidas o criminales.

En edafología para el análisis de suelos e identificar la presencia de Na, K, Ca, Mg, Fe, Mn, Cu, Zn, entre otros. En bromatología para detectar la presencia de impurezas metálicas y no metálicas que entran en contacto con los alimentos. En el análisis del agua, para determinar su calidad por presencia de contaminantes. En la industria farmacéutica para monitorear el límite máximo de contaminantes tóxicos permitidos en un producto. En metalurgia para determinar la presencia de diversos elementos químicos.



Fig. 1.23 Equipo de Absorción Atómica. Tomada de: <http://www.esacademic.com>

¿Sabías que...

una concentración de 0.8 mg/L (0.8 ppm) de fluoruro, es efectivo para prevenir la caries dental, ya que evita la desmineralización. El fluoruro puede aparecer de manera natural en el agua o puede ser agregado en cantidades controladas tanto en sal como en pastas dentales. La fluorosis se presenta cuando el contenido de fluoruro excede los niveles recomendados.



Fig. 1.24 Dientes dañados por la presencia de flúor en el agua potable. Tomada de: <http://patoral.umayor.cl>

¿Sabías que...

el plomo es un metal que se acumula gradualmente en algunos tejidos del cuerpo humano y que los niños son los más vulnerables porque se puede dañar su sistema neurológico? En México, según la Norma Oficial Mexicana (NOM-026-SSA1-1993) se recomienda un valor máximo permisible de 1.5 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ (microgramos por metro cúbico) de plomo, que no debe ser rebasado en un periodo de tres meses, evaluado en muestras de partículas suspendidas totales (PST). Aún cuando de las gasolinas se ha eliminado el plomo, éste se emite de otras fuentes en forma de partículas, como las actividades industriales, mineras, erupciones volcánicas, pinturas y soldadura. Del 22 al 28 de octubre de 2017 se celebró la Semana internacional de prevención de la intoxicación por plomo con miras a promover la prohibición de las pinturas con plomo.



Fig. 1.25 Cartel. Tomada de: <http://www.who.int>

Conozca más...

Esta es la historia de un territorio rico en zinc, plata, vanadio, plomo y fosfato, en donde la minería es una de las principales fuentes de trabajo. Sin embargo, es precisamente esta riqueza de minerales lo que ha condenado a este poblado hidalguense a vivir entre uno de los mayores peligros invisibles que existen en la naturaleza.

Zimapán, el peligro de ingerir arsénico en un trago de agua

Por Janet Cacelín

Ciudad de México. 19 de octubre de 2017 (Agencia Informativa Conacyt)

En el corazón de la Sierra Gorda hidalguense, a mil 830 metros sobre el nivel del mar y unas tres horas de distancia de la capital del estado, se encuentra un pequeño poblado de apenas 40 mil habitantes que en los últimos 15 años han aprendido a vivir con el peligro latente de envenenar su cuerpo con arsénico (As), un elemento semimetálico que está presente, de forma natural, en las aguas subterráneas de los alrededores y que es extraída de uno de los pozos con mayores concentraciones de arsénico en México y el mundo.

El poblado adoptó el nombre de Zimapán, una palabra que proviene del náhuatl *cimatl*, que significa *cimate* o raíces de *cimate*. En esta región se establecieron otomíes y quinamíes. Resultó ser una zona rica en zinc, plata, vanadio, plomo y fosfato, por lo que la minería se convirtió en la principal fuente de trabajo de la población. No obstante, la propia historia de su territorio rico en minerales es la que ha condenado a este poblado a vivir entre uno de los mayores peligros invisibles que existen en la naturaleza.

De acuerdo con diversos estudios realizados por la doctora María Aurora Armienta Hernández, quien actualmente es presidenta de El Colegio de Sinaloa, pero años atrás realizó investigaciones sobre Zimapán para el Instituto de Geofísica de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM), la contaminación por arsénico en las aguas subterráneas del poblado proviene de tres fuentes diferentes: de la interacción entre agua y rocas, de pozos profundos y de la lixiviación de relaves mineros.

“Zimapán tiene abundancia de minerales de arsénico y estos, por las condiciones de algunos de los pozos, se disuelven y liberan el arsénico. Los minerales están ahí, haya o no mina. Muchos minerales de plata, plomo y zinc incluyen el arsénico”, señaló.

El peligro consiste en que en este valle no hay cuerpos de agua superficiales, por lo que todos los habitantes de Zimapán consiguen su agua potable del acuífero.

Este problema de altas concentraciones de arsénico en Zimapán fue detectado de manera casual en 1992, como resultado de un programa de muestreo de agua para detectar la bacteria del cólera. Esta prueba incluía un análisis químico de metales pesados, por lo que se pudo registrar el nivel tan alto de arsénico.

Después de varios estudios llegaron a la conclusión de que la principal fuente de contaminación por arsénico en los pozos de agua potable es natural y que, de los cinco existentes, el que tiene mayores concentraciones de arsénico es un pozo que se encuentra en la comunidad de El Muhí y es, precisamente, el que más agua tiene y surte principalmente la cabecera municipal y el centro de la región.

Cuando los estudios alertaron, se dejó de operar, se pidió a la gente que consumiera agua embotellada y se construyó la planta potabilizadora, pero aún hay colonias que tienen menos recursos y cuya población sigue tomando esta agua”, detalló.

La cabecera municipal se abastece con pozos de El Muhí, que es el que tiene la mayor concentración de arsénico y flúor, por lo que esa agua se trata con la planta. Cuando sale de la tratadora se encuentra dentro de norma, pero el problema y los esfuerzos se desvanecen cuando esta agua llega a las tuberías que ya está impregnada de arsénico desde hace más de 70 años.

La doctora Luz María del Razo Jiménez, encargada del Departamento de Toxicología del Centro de Investigación y de Estudios Avanzados (Cinvestav) del Instituto Politécnico Nacional (IPN), detalló que la norma oficial mexicana dice que no es seguro beber agua que tenga concentraciones arriba de 25 partes por billón (ppb), pese a que la norma internacional dice que debe ser de 10 ppb. Sin embargo, en México, hay lugares que tienen concentraciones más altas, como la Comarca Lagunera con 400 a 500 ppb y en Zimapán de mil 200 ppb.

Arsenicosis, diabetes y cáncer: algunos de los efectos del arsénico

La Organización Mundial de la Salud (OMS) hace referencia a que el consumo de más de 0.4 miligramos (mg) de arsénico al día puede producir efectos graves en la salud.

Los más característicos incluyen: hiperqueratosis, verrugas o callosidades en las palmas y las plantas de los pies y manos, hiperpigmentación intercalada con pequeñas áreas de hipopigmentación en la cara, cuello y espalda; conjuntivitis, traqueítis, acrocianosis, polineuritis, enfermedades vasculares, miocarditis, cirrosis, hipertensión. El carcinoma epidermoide de la piel, y hasta cierto punto cáncer de pulmón, también puede producirse por ingestión a largo plazo.

La doctora Luz María del Razo realizó diversos estudios asociados con la exposición al exceso de arsénico en el agua y los efectos en la salud. Uno de ellos es en relación

con la contribución de la presencia del arsénico con la diabetes mellitus, que es una de las enfermedades multifactoriales más importantes en México y a nivel internacional.

Asimismo, a finales de los años 90, la doctora Armienta realizó un estudio con el objetivo de evaluar los niveles de arsénico en el cabello y los efectos en la salud de la ingesta de agua contaminada, en personas expuestas a concentraciones de Arsénico en agua potable. Los resultados arrojaron que, en comparación con los niveles normales de arsénico en el cabello que están entre 0.3 y 1.75 mg/kg, la concentración media de arsénico para el grupo de personas estudiado en Zimapán fue de 8.55 ± 3.56 mg/kg, lo que representa casi seis veces el estándar y casi el doble de los valores de referencia.

Una novedosa propuesta a bajo precio y natural

Como una posible solución al problema, la doctora Armienta ideó un procedimiento que ha sido estudiado solo a nivel laboratorio, que consiste en ocupar las piedras calizas que abundan en la región de Zimapán para descontaminar de arsénico el agua.



Fig. 1.27 Pozo de El Muhí. Tomada de: <http://www.conacytprensa.mx>



Fig. 1.26 Intoxicación por arsénico. Foto: Anita Ghosh/REACH, bajo licencia Creative Commons.

“Este método es muy barato, consiste en tomar las rocas de Zimapán, molerlas y ponerlas en contacto con el agua, estarlas agitando cada determinado tiempo, varias horas y luego filtrar con una tela, todo muy sencillo, las piedras calizas retienen y absorben el arsénico y el fluoruro. Después el agua resulta con muy bajos niveles de arsénico”, dijo Armienta.

Es un método funcional, pero habría que trabajarlo a nivel de planta piloto o proponer su uso a nivel case-ro, consideró la especialista.

Conozca más...



Determinación del porcentaje de remoción de plomo y cadmio (metales pesados) en agua, utilizando cáscara de plátano



*Diana J. Ávila¹, Diana S. Torres¹,
Admin L. Terrazas¹, IQ. Joel Nava¹, Leonardo Lara,
Dr. Juan Sarmiento², IQ. Werner Rubio^{2,3}*



1. Unidad Académica Preparatoria Emiliano Zapata, Universidad Autónoma de Sinaloa.
2. Laboratorio de Ingeniería Ambiental, Facultad de Ingeniería Civil, UAS.
3. Centro de Investigación en Alimentación y Desarrollo A.C. Unidad Culiacán.

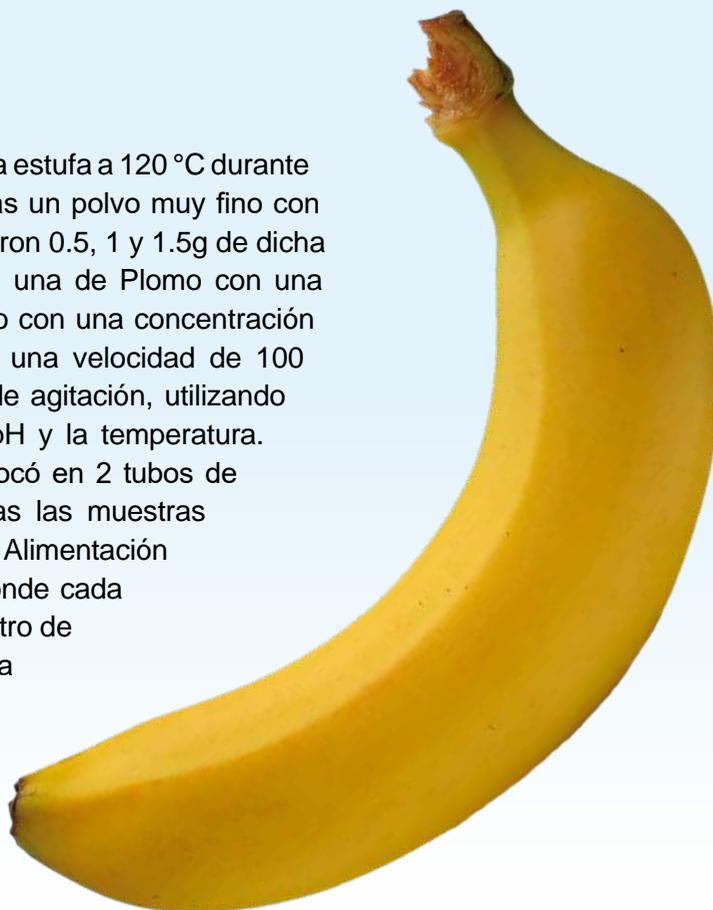


Introducción

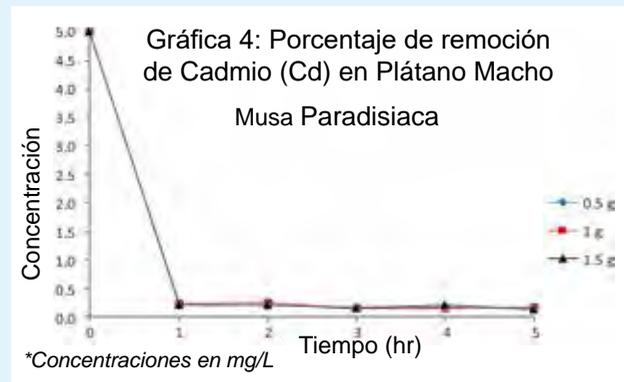
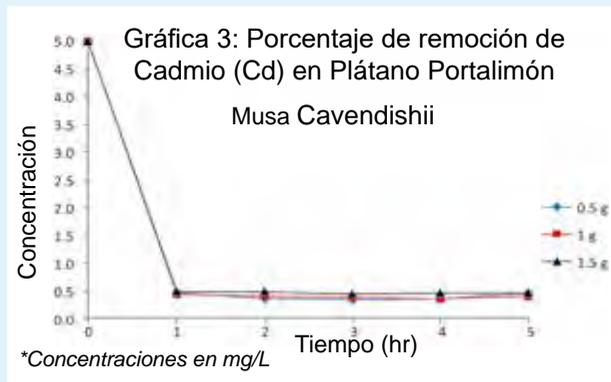
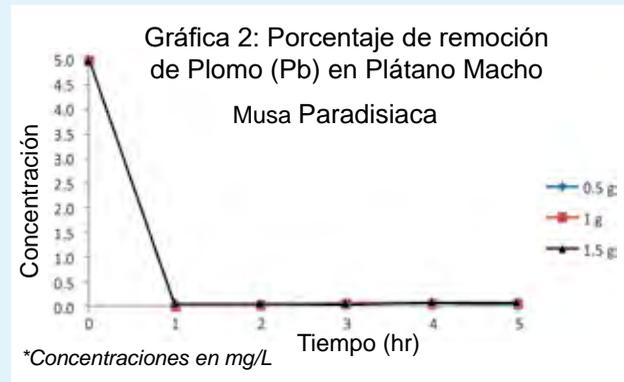
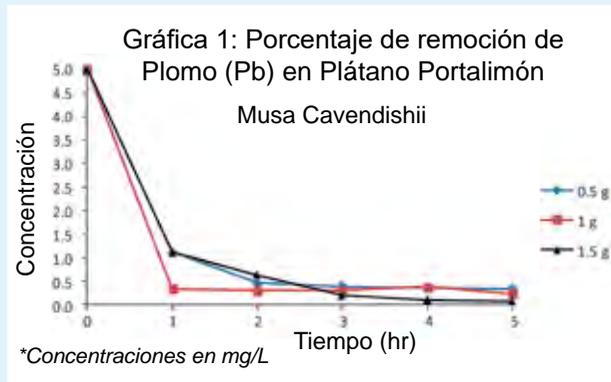
El plátano o banano es considerado como uno de los cultivos más importantes en la agricultura. Es considerado una fruta básica en la alimentación mexicana debido a su bajo precio, rico sabor disponibilidad en todo el año, múltiples combinaciones de cocina y su valor nutricional en Potasio, Hierro y vitamina K. Todos los años, debido al consumo de esta fruta, se desechan miles de toneladas de cáscaras de plátano, las cuales no tienen uso aparente, sin embargo, la cáscara de plátano posee la capacidad de absorción de ciertos metales pesados, en este caso la utilizamos como biomasa para la absorción de Plomo y Cadmio, debido a que estos metales se encuentran entre los principales contaminantes del agua.

Materiales y metodos

Las cáscaras de plátano fueron secadas en una estufa a 120 °C durante 48hrs para luego ser trituradas hasta volverlas un polvo muy fino con un tamaño de partícula de 40 mallas. Se pesaron 0.5, 1 y 1.5g de dicha biomasa para agregarse a dos disoluciones, una de Plomo con una concentración de 5 ppm y la otra con Cadmio con una concentración de 5ppm. Se colocaron en un agitador con una velocidad de 100 rpm, con un tiempo de 1, 2, 3, 4 y 5 horas de agitación, utilizando un potenciómetro automático se leyeron el pH y la temperatura. Se filtraron 20 mL de cada muestra y se colocó en 2 tubos de ensayos de 10 mL cada tubo. Al tener todas las muestras fueron llevadas al Centro de Investigación en Alimentación y Desarrollo A.C. Unidad Culiacán (CIAD), donde cada muestra fue analizada con un espectro-fotómetro de Absorción Atómica por flama para conocer la cantidad de metal presente en cada muestra y finalmente calcular el porcentaje de remoción de plomo (Pb) y cadmio (Cd).



Las siguientes tablas muestran el porcentaje de remoción de Pb^{2+} y Cd^{2+} cuando se trata con una biomasa de 0.5, 1 y 1.5 g, de cáscara de plátano, en función del tiempo:



Discusión

Los resultados obtenidos muestran que un gramo de biomasa de cáscara de plátano macho tiene un poder de remoción de plomo cerca del 99.8 % en una hora, mientras que con la cáscara de plátano porta limón se obtuvo una remoción de plomo del 98.3% con una biomasa de 1.5 gramos por un tiempo de cinco horas. Los resultados para el Cadmio con la cáscara de plátano porta limón de 0.5 gramos de biomasa, presentó una remoción del 93.4 % en un tiempo de 3 horas, en tanto la cáscara de plátano macho de 1.5 gramos de biomasa removió un 97.5% en 5 horas. Podemos concluir que la cáscara de plátano macho tiene un poder de remoción muy alto además que los tiempos de exposición son más cortos.

Bibliografía

- Jamil Anwar, Umer Shafique, Waheed-uz-Zaman, Muhammad Salman, Amara Dar, Shafique Anwar "La eliminación de Pb (II) y Cd (II) de agua por adsorción sobre las cáscaras de plátano", Biotecnología, Volumen 101, Número 6, marzo de 2010, páginas 1752-1755.
- Juliana P. Albarelli, Rodrigo B. Rabelo, Diego T. Santos, Marisa M. Beppu, Angela M. A. Meireles "Efectos de dióxido de carbono supercrítico en cáscaras de plátano de residuos para la eliminación de metales pesados", El Diario de los fluidos supercríticos, Volumen 58, Número 3, octubre de 2011, Pages 343-351.

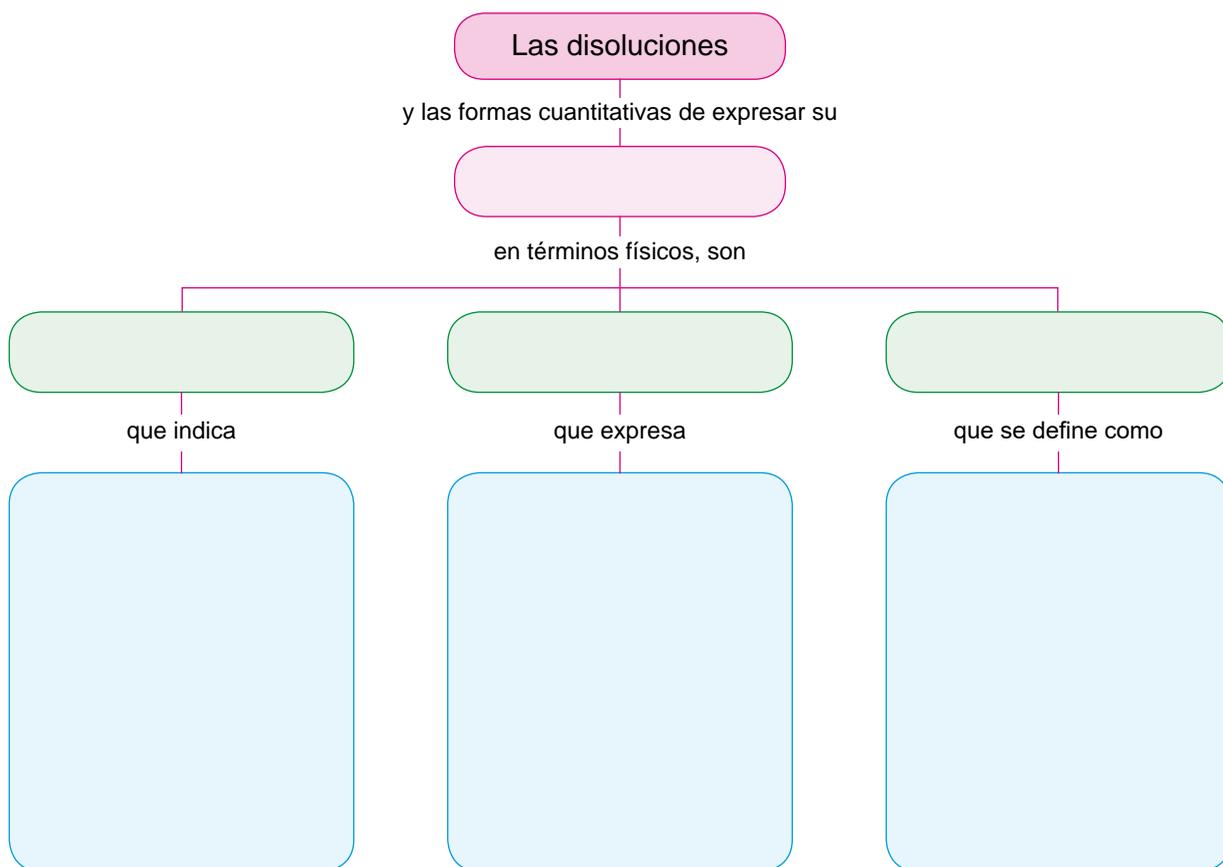
Procesamiento de la información

Actividad 1.37



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

- En un análisis de agua de un manto freático, se determinó que una muestra de 100 mL contenía $2.5 \mu\text{g}$ de iones Cd^{2+} . La norma oficial mexicana NOM-147-SEMARNAT/SSA1-2004, establece que los límites permisibles de cadmio en agua es de 0.1 ppm, calcula la concentración en partes por millón de iones cadmio en dicha muestra.
 - Determina la concentración en ppm de iones cadmio en la muestra de agua.
 - Con base a los valores obtenidos, señala si estos se encuentran dentro de la norma oficial.
- Elabora un mapa conceptual donde organices los conceptos relacionados con las formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución.



Aplicación de la información

Actividad 1.38



En forma individual o colaborativa argumenta los siguientes cuestionamientos:

1. Al realizar el análisis de una muestra proveniente de un mineral sinaloense, se determinó que contenía 10.35 g de plata por tonelada de mineral, ¿a cuánto equivale en partes por millón dicha concentración?



Respuesta: 10.35 ppm de plata

2. La norma oficial mexicana NOM-127-SSA1-1994, establece un valor permisible de 1.5 mg/L, para los fluoruros en agua. Si una muestra de agua contiene 2.5 mg de iones fluoruro (F^-) en 500 mL de disolución, calcula las partes por millón del ion fluoruro en la muestra e indica si el valor se encuentra dentro de la norma.

Respuesta: 5 ppm de iones fluoruro; 5 mg/L de iones fluoruro

3. El zinc es un elemento esencial para el crecimiento, pero concentraciones arriba de 5 mg/L de Zn^{2+} pueden ocasionar trastornos estomacales. En las comunidades rurales es frecuente utilizar recipientes de hierro galvanizado nuevos para preparar alimentos de bodas, quince años, pero si no se tiene cuidado de lavar con agua caliente y vinagre el recipiente, antes de ser utilizado para la cocción de los alimentos, liberará zinc provocando diarrea en los comensales. Calcula las partes por millón de Zn^{2+} en una disolución acuosa que contiene 10 mg de zinc en 750 mL de disolución. Comenta si esta concentración puede causar efectos en la salud humana.



Respuesta: 13.33 ppm de Zn^{2+}

4. Los iones magnesio y calcio le confieren cierta dureza al agua, sus sales se incrustan en los boilers y en la tubería de agua caliente, obstruyendo el paso del agua. Concentraciones arriba de 125 mg/L pueden provocar acciones laxantes (catárticas). La concentración de magnesio en agua puede variar de cero hasta cientos de mg/L dependiendo de la fuente natural de agua. Calcule las partes por millón (ppm) de magnesio contenidos en 2.5 L de agua de un manantial que tiene 15 mg de magnesio.



Respuesta: 6 ppm de Mg^{2+}

5. El aluminio es el tercer elemento más abundante en la corteza terrestre, presente en minerales, rocas y arcillas. Esta amplia distribución permite la presencia del aluminio en prácticamente todas las fuentes naturales de agua como una sal soluble, como un coloide o como un compuesto insoluble. Se utiliza como floculizante en la potabilización del agua en forma de sulfato de aluminio (alumbre). La norma oficial mexicana NOM-127-SSA1-1994, para la calidad del agua potable establece un límite de 0.2 mg/L para el aluminio. Calcula las partes por millón (ppm) de aluminio contenidos en 1.5 litros de agua si tiene 0.2 mg de aluminio. Comenta si el valor obtenido se encuentra dentro de la norma.



Respuesta: 0.1333 mg/L de aluminio
0.1333 ppm de Al

Autoevaluación

Actividad 1.39

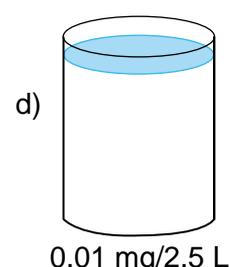
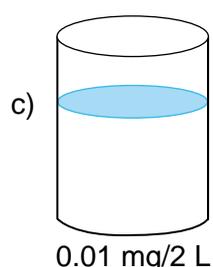
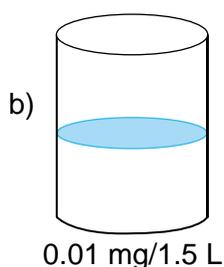
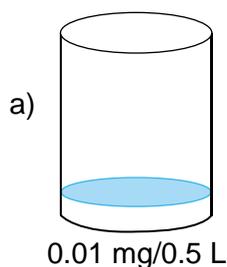


En forma individual autoevalúate dando respuesta a los siguientes cuestionamientos.

En el presente test lo podrás encontrar en línea, utilizando el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3312409/partes_por_millon.htm

- El hierro presente en alimentos de origen animal, se conoce como hierro hem y se encuentra en la hemoglobina y en la mioglobina de las carnes rojas, aves y pescado. Si en un trozo de 100 g de hígado están contenidos 14 mg de hierro, ¿cuántas partes por millón de hierro estarán contenidos en este alimento?
 - 14 ppm
 - 1.4 ppm
 - 140 ppm
 - 1400 ppm
- El hierro presente en vegetales como las espinacas y acelgas, es no hem, no se absorbe tan fácilmente como el de origen animal, pero también es indispensable en nuestras dietas. Si en 100 g de espinacas están contenidos 4 mg de hierro, ¿cuántas partes por millón de hierro estarán contenidos en este vegetal?
 - 4 ppm
 - 40 ppm
 - 400 ppm
 - 4000 ppm
- En una bebida preparada con leche y chocomilk, se encuentran disueltos 0.337 mg de hierro en 250 mL de la bebida, ¿cuántas partes por millón de hierro estarán contenidos en esta mezcla?
 - 0.1348 ppm
 - 1.348 ppm
 - 13.48 ppm
 - 134.80 ppm

4. Los valores normales de arsénico en el cabello van de 0.3 a 1.75 mg/kg, si en la comunidad de Zimapán, Hidalgo, los estudios realizados en un grupo de personas revelaron que al analizar una muestra de 200 g de cabello, se encontraron 1.71 mg de arsénico. ¿Cuántas partes por millón de arsénico estarán contenidos en la muestra? Señala si el valor se aleja de la norma.
- 8.55 ppm, se aleja de la norma
 - 8.55 ppm, no se aleja
 - 0.855 ppm, no se aleja
 - 0.0855 ppm, no se aleja
5. En una investigación sobre la presencia de plomo en lápices labiales de cinco marcas comerciales que se expendían en Lima, Perú, se encontró que el 80% de las marcas analizadas presenta un rango de 1.22 a 3.02 ppm de plomo, con una concentración promedio de plomo de 1.9715 ppm. El valor permisible es de 0.1 ppm de Pb. Si al analizar 2 g de la mezcla de un lápiz labial se detectan 0.005 mg de Pb, ¿cuántas partes por millón de Pb estarán contenidos en este lápiz labial? Señala si los valores obtenidos se encuentran dentro de la norma.
- 2.5 ppm, no se aleja de la norma
 - 0.25 ppm, no se aleja
 - 2.5 ppm, se aleja
 - 0.025 ppm, no se aleja
6. Con el propósito de determinar la cantidad de plomo y cadmio en piezas de alfarería artesanal, se llenó al ras una cazuela de barro con 3 litros de una disolución de ácido acético al 4% (vinagre), se dejó reposar protegida de la luz y evitando la evaporación, durante 24 horas a una temperatura de 22 °C. La norma oficial mexicana NOM-231-SSA1-2002, establece los límites de solubilidad para el Pb y Cd, de 1 y 0.25 ppm, respectivamente. ¿Cuántas partes por millón de Pb y Cd se encontraron en esta pieza de barro, si se detectaron 10 mg de Pb y 4 mg de Cd? Explica si los valores obtenidos se encuentran dentro de la norma.
- Pb, 33.3 ppm y Cd, 13.3 ppm; fuera de la norma
 - Pb, 0.333 ppm y Cd, 0.133 ppm; dentro de la norma
 - Pb, 0.033 ppm y Cd, 0.0133 ppm; dentro de la norma
 - Pb, 3.33 ppm y Cd, 1.33 ppm; fuera de la norma
7. La norma oficial mexicana, NOM-147-SEMARNAT/SSA1-2004: señala que las concentraciones máximas permisibles de mercurio en agua, es de 0.020 mg/L. Identifica qué muestra de agua presenta un valor igual o mayor a la norma recomendada.



Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (molaridad)

- Expresa la concentración de una disolución, en forma cuantitativa.
- Resuelve problemas relacionados con la forma de expresar la concentración de una disolución en molaridad.
- Aprecia la importancia de conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente, en la vida cotidiana y en algunos procesos de interés científico.

Sensibilización

Actividad 1.40



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cuantitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

¿Molaridad o moralidad?

Lectura

El grupo de preparatoria donde está Fernando, efectuó una visita guiada a la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Autónoma de Sinaloa, para conocer sus instalaciones, laboratorios, bibliotecas, planta de procesamiento para alimentos enlatados, algunos proyectos y las carreras profesionales que ofertan.

Al encontrarse en uno de los laboratorios de la maestría, les atrajo la ordenada colocación de los frascos de reactivos en los estantes, algunos contenían líquidos coloreados de azul, amarillo, morado o bien incoloros. Todos con su respectiva etiqueta, donde se indicaba entre otras cosas, la fórmula química de la sustancia que contenían.

A Fernando le llamó la atención que varias etiquetas expresaban: 1 M, 0.5 M, 0.1 M; y se atrevió a preguntar al maestro que los guiaba. ¿Qué significa la M? Con amabilidad le respondió el maestro, la “M” se refiere a molar, a lo que espontáneamente Fernando expresó, ¿de muela? No, le dice el profesor, es de molaridad.

Al no escuchar bien el concepto, Fernando inquirió, ¿moralidad? No, dijo el maestro, las sustancias químicas no tienen una perspectiva moral o ética de los hechos, pues no tienen sistema nervioso central, ni cerebro desarrollado como los seres humanos, los cuales han desarrollado la conciencia social, de tal forma que es el hombre quien está facultado para discernir entre lo bueno o malo, no así las sustancias químicas.



Fig. 1.28 Facultad de Ciencias Químico Biológicas de la UAS. Tomada de: <http://dcs.uas.edu.mx>

Enseguida, el maestro aclaró que la molaridad es una forma de expresar la concentración de las disoluciones químicas, de uso muy frecuente en los laboratorios escolares y centros de investigación, y se refiere a los moles de la sustancia disuelta (solute), contenidos en un litro de disolución. Así, continuó explicando, una disolución $1M$ es la que contiene un mol de soluto disuelto en un litro de disolución (1mol/L); y al mismo tiempo, señalando uno de los frascos de reactivos, cuya etiqueta decía $\text{NaOH } 1 M$, a lo cual explicó, que correspondía a una disolución que contiene 1 mol de hidróxido de sodio por litro.

Posteriormente, el maestro mencionó algunos ejemplos de disoluciones molares que se utilizan en la vida cotidiana, como el ácido sulfúrico de las baterías de los automóviles, cuya concentración es $2 M$. En cambio, el H_2SO_4 concentrado es $18 M$. Para finalizar, mencionó al jugo gástrico, que está constituido por ácido clorhídrico disuelto en agua, y su concentración es de $0.03 M$, que equivale a un pH de 1.5, suficiente para disolver zinc metálico.



Fig. 1.29 Biblioteca de la Facultad. Tomada de: <http://mcb.uas.edu.mx>

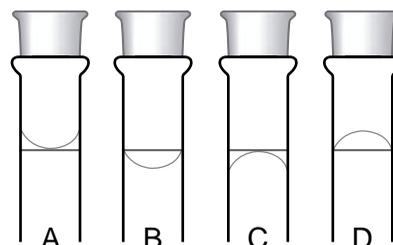
Problematización

Actividad 1.41



Explora tus conocimientos previos acerca de la forma de expresar la concentración de una disolución en molaridad. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: <https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3442688/molaridad.htm>

- ¿Cuál de los siguientes enunciados corresponde al concepto de molaridad?
 - Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolución
 - Número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución
 - Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolvente
- Se tiene una disolución $1 M$ (uno molar) de un cierto soluto, de la cual se transfiere la mitad del volumen a otro recipiente y se le añade disolvente hasta recuperar el volumen inicial.
 - La concentración será igual
 - La concentración disminuirá
 - La concentración aumentará
- Nombre que recibe la curvatura que presentan los líquidos en su superficie.
 - Aforo
 - Encorvadura
 - Menisco
- Identifica la forma correcta de aforar un líquido con menisco cóncavo y otro convexo.
 - A y B
 - A y C
 - A y D



5. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
- La molaridad de una disolución es una expresión cualitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en unidades químicas.
 - La molaridad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta no se expresa en unidades químicas.
 - La molaridad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en moles/litro.
6. ¿En cuál de los recipientes mostrados en las figuras, hay mayor cantidad de NaCl disuelto?



a) 50 mL
0.15 M



b) 100 mL
0.1 M



c) 150 mL
0.05 M



d) 200 mL
0.0025 M

7. En la tabla que se muestra a continuación, se enlistan cuatro vasos que contienen volúmenes diferentes de disolución, a los cuales se agrega una cantidad distinta de moles de soluto "X". Con la información que se proporciona, es válido afirmar que la concentración molar es:

Vaso	Volumen de la disolución	Moles de soluto "X"
1	100 mL	0.5
2	200 mL	0.75
3	300 mL	1.0
4	400 mL	1.25

- Igual en los cuatro vasos
- Mayor en el vaso 4
- menor en el vaso 3
- Mayor en el vaso 1

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.42



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la forma de expresar la concentración de las disoluciones en molaridad.

En química, la forma de expresar la concentración molar de una disolución se le conoce como molaridad y se representa por la letra **M** y se define como el número de moles de soluto por litro de disolución. Su expresión matemática es:

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litros de disolución}}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

En donde:

n = número de moles

V = volumen de la disolución en litros.

La unidad de concentración molar (**M**), tiene dimensiones de mol/L o mol. L⁻¹.

La concentración molar de una disolución es una propiedad intensiva, pues no depende del volumen de la disolución, sino del número de moles de soluto presentes.

¿Cómo preparar una disolución acuosa de cloruro de sodio con una concentración 1 M (uno molar)?

a) Se pesa primero un mol de cloruro de sodio (58.44 g/mol).



Fig. 1.31 Preparando una disolución de concentración molar.

Se agrega más agua hasta llegar al nivel de aforo, como se muestra en la figura.

Es importante señalar, que no siempre se utilizan volúmenes de disolución de un litro, sino el volumen a preparar dependerá de la cantidad de disolución que se vaya a utilizar en el experimento. Se busca usar la menor cantidad de soluto, para evitar desperdicio, pérdida económica o posible contaminación.



Fig. 1.30 Pesando el cloruro de sodio.

b) El cloruro de sodio se transfiere con cuidado al matraz volumétrico (matraz aforado de 1000 mL). Enseguida se añade agua al matraz con una piseta, dejándola resbalar cuidadosamente y agitando el matraz para acelerar la disolución del cloruro de sodio. Una vez disuelto el cloruro de sodio, se agre-



Fig. 1.32 Matraces volumétricos de diferente volumen. Tomada de: <https://www.veege.com>

Por ejemplo:

En la siguiente tabla se muestran disoluciones de concentración 1 M, en las cuales se utilizan diferentes volúmenes.

Tabla 1.6 Disoluciones de concentración 1 M.

Mol de soluto (n)	Volumen de disolución (L)	Concentración molar (n/L)
1 mol	1 litro	1 M
0.5 mol	0.5 litro (500 mL)	1 M
0.25 mol	0.25 litro (250 mL)	1 M
0.1 mol	0.1 litro (100 mL)	1 M
0.05 mol	0.05 litro (50 mL)	1 M

Por ejemplo:

¿Cuál es la molaridad de una disolución azucarada que contiene 3 moles de sacarosa, en 500 mL de disolución?

$$M = \frac{3 \text{ moles de } C_{12}H_{22}O_{11}}{0.5 \text{ Litros de disolución}} = 6 \text{ n/L} = 6 M \text{ de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

La disolución tendrá una concentración 6 M.

Por ejemplo:

¿Cuántos gramos de ácido acético (CH_3COOH) se encuentran presentes en 473 mL de una muestra de vinagre comercial cuya concentración es de 0.64 M?

Estrategia de solución:

a) Primero se determinan los moles de ácido acético presentes en los 473 mL de vinagre.

$$\text{De la fórmula } M = \frac{n}{V} \text{ se despeja } n: n = M \times V$$

$$n = \frac{0.64 \text{ moles de ácido acético}}{\text{Litros de disolución}} \times 0.473 \text{ Litros de disolución} = 0.3027 \text{ moles de ácido acético}$$

b) Enseguida se convierten los moles de ácido acético a gramos.

mol → **masa**

$$0.3027 \text{ moles de ácido acético} \times \frac{60.052 \text{ g de ácido acético}}{1 \text{ mol de ácido acético}} = 18.1777 \text{ g de ácido acético}$$

Por ejemplo:

¿Cuántos litros de disolución 0.6 M pueden prepararse a partir de 12 gramos de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 ?

Estrategia de solución:

a) Primero se convierte la masa de bicarbonato de sodio a moles, conociendo que su masa molar es igual a 84.008 g/mol.

masa → **mol**

$$12 \text{ g de NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84.008 \text{ g de NaHCO}_3} = 0.1428 \text{ moles de NaHCO}_3$$

b) De la fórmula de molaridad se despeja el volumen.

$$M = \frac{n}{V} \qquad V = \frac{n}{M}$$

$$V = \frac{0.1428 \text{ moles de NaHCO}_3}{0.6 \text{ moles/L}} = 0.238 \text{ litros de NaHCO}_3 \text{ } 0.6 \text{ M}$$

Dilución de disoluciones concentradas

En un laboratorio de química, es frecuente preparar disoluciones acuosas concentradas que normalmente se guardan en el almacén, para cuando sea necesario, a partir de ellas, preparar otras a la concentración deseada.

Según Chang y Goldsby (2016), una dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada, a partir de una más concentrada.

A las disoluciones concentradas se les denomina *disoluciones stock*, *disoluciones patrón* o *disoluciones estándar*. Una disolución patrón o estándar se define como una disolución de concentración conocida.

En química cuando se realiza una dilución, se toma una cantidad exacta de la disolución patrón o estándar, a la que se deberá añadir agua para obtener la concentración deseada y a la vez más diluida.

Si se desea conocer la concentración de la disolución diluida o el volumen de la misma, se debe considerar que la cantidad de moles de soluto permanece igual en la disolución diluida, que en el volumen de la disolución patrón que se tomó para la dilución.

Como todo el soluto proviene de la disolución concentrada original, se concluye que n permanece sin cambios; es decir, $n_1 = n_2$, por tanto, $M_1 V_1 = M_2 V_2$.

$M_1 V_1$	=	$M_2 V_2$
Moles de solute antes de la dilucion		Moles de solute después de la dilucion

Donde M_1 y M_2 son las concentraciones molares de la disolución inicial y final, y V_1 y V_2 , son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego las unidades de V_1 y V_2 deben ser las mismas (mL o L) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que $M_1 > M_2$ y $V_2 > V_1$.

Por ejemplo:

Se desea preparar una disolución diluida de hidróxido de sodio a una concentración $0.1 M$, para ello, se tiene una disolución patrón de hidróxido de sodio $1 M$, de la cual se extraen 25 mL. ¿Cuál debe ser el volumen final de esta disolución de hidróxido de sodio?

Estrategia de solución:

Se utiliza la ecuación: $M_1 V_1 = M_2 V_2$

De donde se despeja $V_2 = \frac{M_1 V_1}{M_2}$

Si los datos son: $M_1 = 1 M$; $V_1 = 25 \text{ mL}$; $M_2 = 0.1 M$

Al sustituir los valores, se tiene:

$$V_2 = \frac{1 M \times 25 \text{ mL}}{0.1 M} \quad V_2 = 250 \text{ mL}$$

Para llevar a cabo esta dilución, se adicionan los 25 mL de la disolución de NaOH $1 M$ a un matraz aforado de 250 mL y posteriormente se agrega agua destilada hasta llegar a la línea de aforo.



Procesamiento de la información

Actividad 1.43



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. Si en la etiqueta de un frasco dice, disolución 0.5 M de glucosa. ¿Qué significado tiene para ti esto?

2. Si en el laboratorio se dispone de una disolución de NH_4OH al 10% m/m, y a partir de ella, el profesor solicita que prepares 250 mL de una disolución diluida de hidróxido de amonio (NH_4OH) de concentración 0.3 mol/L. ¿Tú qué harías?

3. En el siguiente cuadro se muestra un conjunto de valores para algunas disoluciones. Argumenta, cuál de las opciones consideras que contiene la totalidad de los datos correctos: (masas molares: Na=22.99; K=39.10; Cl=35.5; C=12.01; H=1.008; O=16; I=126.9 g/mol).

Opción	Soluto	Gramos de soluto	Moles de soluto	Volumen de la disolución	Molaridad
a)	KI	16.6	0.1	100 mL	0.1
b)	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	45.039	0.25	200 mL	1.0
c)	NaOH	59.997	1.5	500 mL	3.0
d)	Ninguna de las proposiciones anteriores es totalmente correcta				

Aplicación de la información

Actividad 1.44



En forma individual o colaborativa argumenta los siguientes cuestionamientos:

1. Numerosos blanqueadores para lavandería contienen hipoclorito de sodio, NaClO o de calcio, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ como ingredientes activos. El cloralex, por ejemplo, contiene aproximadamente 52 g de NaClO por litro de disolución. ¿Cuál es la molaridad de esta disolución?



Respuesta: 0.6985 M

2. Los valores normales de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en la sangre se encuentran entre 70 y 105 mg por decilitro, valores bajos de 40-50 mg/dL indican una hipoglucemia y valores más altos de 128 se consideran hiperglicemia. Las personas con niveles entre 100 y 128 mg/dL pueden tener prediabetes o una alteración de la glucosa en ayunas. La diabetes se diagnostica típicamente cuando los niveles de glucemia en ayunas son de 126 mg/dL o mayores. Calcula la molaridad de la glucosa en sangre, si el analizador de glucosa reporta un valor de 50 mg/dL.

Respuesta: 0.00277 M

3. El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , es uno de los productos comerciales de mayor utilidad, con aplicaciones en productos, tales como: agroquímicos, detergentes, explosivos, agentes limpiadores y baterías electrolíticas para automóviles. Si el ácido en una batería ordinaria para automóviles es 5 M, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico hay en 500 mL de esta disolución?

Respuesta: 245.215 g de H_2SO_4

4. Calcular la concentración molar de etanol en una disolución acuosa que contiene 2.3 g de etanol (C_2H_5OH) en 3.5 L de disolución.

Respuesta: 0.01426 mol/L

5. Las disoluciones estándar de nitrato de plata se emplean para titular muestras que contienen iones cloruro. ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se requieren para preparar 250 mL de una disolución estándar 0.2 M de $AgNO_3$?

Respuesta: 8.4955 g de $AgNO_3$

6. El ácido láctico ($C_3H_6O_3$) es el responsable del sabor ácido del «jocoque» y del «yogurt». ¿Cuál será la molaridad de una disolución acuosa que contiene 40 g de ácido láctico en 250 mL de disolución?

Respuesta: 1.7762 mol/L

Examen de glucosa

Se toma una muestra de sangre



La sangre se coloca en un monitor para verificar los niveles

Si los niveles de glucosa son demasiado altos, se administra insulina y, si son demasiado bajos, se consumen carbohidratos



Una forma de administrar insulina es por medio de una bomba de insulina

Fig. 1.33 Medición de niveles de glucosa en sangre. Tomada de: <https://www.mybwmc.org>



Autoevaluación

Actividad 1.45



Autoevalúate argumentando cada una de las preguntas que se plantearon de inicio en la problematización.

Pregunta	Argumentación
<p>1. ¿Cuál de los siguientes enunciados corresponde al concepto de molaridad?</p> <p>a) Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolución.</p> <p>b) Número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución.</p> <p>c) Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolvente.</p>	
<p>2. Se tiene una disolución 1 M (uno molar) de un cierto soluto, de la cual se transfiere la mitad del volumen a otro recipiente y se le añade disolvente hasta recuperar el volumen inicial.</p> <p>a) La concentración será igual</p> <p>b) La concentración disminuirá</p> <p>c) La concentración aumentará</p>	
<p>3. Nombre que recibe la curvatura que presentan los líquidos en su superficie.</p> <p>a) Aforo b) Encorvadura c) Menisco</p>	
<p>4. Identifica la forma correcta de aforar un líquido con menisco cóncavo y otro convexo.</p> <p>a) A y B</p> <p>b) A y C</p> <p>c) A y D</p> <div style="text-align: center;"> </div>	
<p>5. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:</p> <p>a) La molaridad de una disolución es una expresión cualitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en unidades químicas.</p> <p>b) La molaridad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta no se expresa en unidades químicas.</p> <p>c) La molaridad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en moles/litro.</p>	

6. ¿En cuál de los recipientes mostrados en las figuras, hay mayor cantidad de NaCl disuelto?



a) 50 mL
0.15 M



b) 100 mL
0.1 M



c) 150 mL
0.05 M



d) 200 mL
0.0025 M

7. En la tabla que se muestra a continuación, se enlistan cuatro vasos que contienen volúmenes diferentes de disolución, a los cuales se agrega una cantidad distinta de moles de soluto "X". Con la información que se proporciona, es válido afirmar que la concentración molar es:

Vaso	Volumen de la disolución	Moles de soluto "X"
1	100 mL	0.5
2	200 mL	0.75
3	300 mL	1.0
4	400 mL	1.25

- a) Igual en los cuatro vasos
 b) Mayor en el vaso 4
 c) menor en el vaso 3
 d) Mayor en el vaso 1

Formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución (molalidad)

- Expresa la concentración de una disolución, en forma cuantitativa.
- Resuelve problemas relacionados con la forma de expresar la concentración de una disolución en molalidad.
- Aprecia la importancia de conocer con precisión la concentración de soluto disuelta en el disolvente, en la vida cotidiana y en algunos procesos de interés científico.

Sensibilización

Actividad 1.46



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de expresar en forma cuantitativa la concentración de una disolución, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

¿Qué unidades de concentración utilizar en una disolución?

Lectura

Unos días antes, el profesor de química había explicado que abordaríamos en clase, la molaridad y la molalidad, dos formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución. Sin embargo, fue enfático al aclarar que existen otras formas, como la formalidad y la normalidad que han quedado en desuso.

Cuando el profesor de química planteó el tema de molalidad como una forma de

expresar la concentración de una disolución, Pepe se preguntó. ¿De qué dependen las unidades a utilizar para expresar la concentración de una disolución? ¿Qué diferencias y semejanzas existen entre la molaridad y la molalidad?

Las preguntas movilizaron a Pepe y no tardó en encontrar que la unidad de concentración, depende del experimento que se desee realizar. Le hacía falta a Pepe responder respecto a las diferencias y semejanzas entre ellas. Sin detenerse mucho a pensar, exclamó, la diferencia está en la forma de representarlas, puesto que en la molaridad se utiliza la letra **M** mayúscula y en la molalidad, la letra **m** minúscula. La respuesta de Pepe, aún



Fig. 1.34 ¿Molalidad o molaridad?. Tomada de: <http://www.engineeringnet.be>

cuando es correcta, químicamente no es la más apropiada. Al continuar con su reflexión, observó las expresiones matemáticas de ambos tipos de concentración, y encontró similitudes en cuanto a que las unidades del soluto están expresadas en número de moles (n), mientras que las diferencias se muestran, en que la molaridad se expresa en términos de volumen de disolución y en la molalidad, en términos de kilogramos de disolvente.

Pepe también se dio cuenta, que para decidir el tipo de concentración a utilizar para una disolución, se debe considerar que la molalidad de una disolución es independiente de la **temperatura**, pues la masa no varía con ésta. Por el contrario en la molaridad, el volumen aumenta al aumentar la temperatura.

Con toda esta información, Pepe al discernir sobre qué tipo de concentración utilizar en una disolución, se cuestionó, ¿cuál es la ventaja de utilizar una u otra?

Problematización

Actividad 1.47



Explora tus conocimientos previos acerca de la forma de expresar la concentración de una disolución en molalidad. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: <https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3446145/molalidad.htm>

1. Cuál de los siguientes enunciados corresponde al concepto de molalidad.
 - a) Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolución
 - b) Número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución
 - c) Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolvente
2. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
 - a) La molalidad de una disolución es una expresión cualitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en unidades químicas.
 - b) La molalidad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta no se expresa en unidades químicas.
 - c) La molalidad de una disolución es una expresión cuantitativa de su concentración, en la que ésta se expresa en moles/kilogramo de disolvente.
3. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?
 - a) Para cualquier disolución, molaridad y molalidad son prácticamente iguales
 - b) Para cualquier disolución, molaridad y molalidad son prácticamente diferentes
 - c) Para cualquier disolución, molaridad y % en masa son prácticamente iguales
4. ¿Cuál de las siguientes expresiones cuantitativas de la concentración de una disolución NO depende de la temperatura?
 - a) Molaridad
 - b) Molalidad
 - c) Ninguna depende de la temperatura
5. El número de moles de soluto se define como:
 - a) mg de soluto dividido entre la masa molar de soluto
 - b) gramos de soluto dividido entre la masa molar del soluto
 - c) gramos de soluto que hay en 1 L de disolución

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.48



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la forma de expresar la concentración de las disoluciones en molalidad.

La molalidad (m) se define como el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente (no de disolución), esto es:

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kilogramo de disolvente}}$$

Nótese que se usa una m (minúscula) para concentraciones en molalidad, y una M (mayúscula) para molaridad. La diferencia entre molalidad y molaridad, está en que la molalidad es el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente, mientras que la molaridad es el número de moles de soluto por litro de disolución.

¿Cómo preparar una disolución $1m$ (uno molal)?

Para preparar una disolución acuosa 1 molal, o $1m$, se disuelve un mol de la sustancia en cuestión, en un kilogramo de agua.

Por ejemplo:

Si se desea preparar una disolución $1m$ de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) es necesario disolver 1 mol (84.008 g = de bicarbonato de sodio en 1000 g de agua).

Se pesa 84.008 g de NaHCO_3 y se disuelven en 1000 g de agua (1L).

Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto-disolvente el volumen final de la disolución será mayor o menor de 1000 mL .



Por ejemplo:

Si se desea determinar la molalidad (m) de una disolución acuosa que se preparó al disolver 5.25 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) en 50 g de agua. ¿Cómo se calcula?

Solución:

De acuerdo con los datos proporcionados, se necesita convertir la masa del soluto (alcohol) en número de moles y la masa del disolvente (agua) en kilogramos.

SolutoGramos \longrightarrow moles

$$n = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa molar del soluto}}$$

$$n = \frac{5.25 \text{ g de etanol}}{46.068 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0.1139 \text{ moles de etanol}$$

DisolventeGramos \longrightarrow Kilogramos

$$50 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg de H}_2\text{O}}{1000 \text{ g de H}_2\text{O}} = 0.050 \text{ kg de H}_2\text{O}$$

¿Cuál es la molalidad de la disolución?

$$m = \frac{0.1139 \text{ moles de etanol}}{0.050 \text{ kilogramos de agua}} = 2.278 \text{ m}$$



Esta forma de expresar la concentración es útil para calcular las propiedades coligativas de las disoluciones, como la disminución del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición, a temperaturas variables. Sin embargo, hay que precisar que para sustancias no ionizadas, las propiedades coligativas de una disolución son directamente proporcionales a su molalidad.

¿Cuál es la ventaja de utilizar la concentración en términos de molalidad o molaridad? Raymond Chang (2016) expresa que la ventaja de la molaridad radica en que, por lo general, es más fácil medir el volumen de una disolución, utilizando matraces volumétricos calibrados con precisión, que pesar el disolvente en el caso de la molalidad. Sin embargo, en una concentración molar la temperatura afecta de manera significativa el volumen de la disolución, modificando así la concentración. Por tanto, en algunas ocasiones es preferible utilizar molalidad en vez de molaridad, porque la molalidad es independiente de la temperatura, ya que la masa del disolvente, no varía, ni es afectada por la temperatura.

Procesamiento de la información

Actividad 1.49



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. El hidróxido de calcio mejor conocido como cal apagada, se utiliza en construcción. Si una disolución contiene 30 g de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, en 100 mL de agua. ¿Cómo se calcula la molalidad (m) de esta disolución?

2. ¿Cómo determinarías la concentración molal de una disolución acuosa al 40% de cloruro de sodio?

Aplicación de la información

Actividad 1.50



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Determina la molalidad de una disolución que contiene 24.5 g de ácido clorhídrico en 150 g de agua.
2. Calcula el número de gramos de soluto necesario para preparar una disolución 0.6 m de alcohol etílico en 400 g de disolvente (H_2O).
3. Calcula el número de gramos de agua que deben agregarse a 80 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) para preparar una disolución 1.5 molal.
4. Si se desea conocer la molalidad de un anticongelante que contiene 1, 2-dihidroxietano conocido comúnmente como etilenglicol, cuya composición porcentual es: 60% de etilenglicol y 40% de agua. ¿Cuál es la molalidad del etilenglicol en esta disolución?

Autoevaluación

Actividad 1.51



En forma individual autoevalúate dando respuesta a los siguientes cuestionamientos.

1. ¿Cuál es la diferencia entre la concentración molal y molar?
2. ¿Qué tienen en común la molaridad y la molalidad como formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución?

Propiedades coligativas de las disoluciones (disminución de la presión de vapor)

- Describe las propiedades coligativas de las disoluciones.
- Aplica las propiedades coligativas de las disoluciones en la resolución de problemas de disminución de la presión de vapor.
- Valora la importancia que tienen propiedades coligativas en la vida diaria.

Sensibilización

Actividad 1.52



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de las propiedades coligativas de las disoluciones en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Una entrevista con sentido químico (parte I)

Lectura

Esa tarde María Elena escuchaba las ondas hertzianas de radioUAS, cuando escuchó una voz que se asemejaba a la de su maestro de química, y en efecto lo era, la entrevista versaba acerca de las dificultades en el aprendizaje de esta ciencia para los estudiantes de bachillerato y principalmente de las disoluciones. Las preguntas realizadas por el entrevistador (**E**) al maestro (**M**), fueron las siguientes:

E: ¿Qué dificultades encuentran los jóvenes para la comprensión de las disoluciones?

M: Es importante señalar, que la mayor parte de los procesos físicos y químicos que se llevan a cabo en la naturaleza, en las áreas científicas y en los procesos industriales, se presentan en disolución. Las disoluciones son sistemas monofásicos que pueden ser, sólidas, líquidas o gaseosas y poseen más de un componente (soluto y disolvente). Ahora bien, algunas de las dificultades que se manifiestan, son la de imaginar que el soluto al disolverse, “desaparece”, la de considerar el proceso de disolución, como un cambio químico, lo que lleva a dificultar la comprensión de las propiedades coligativas.

E: Maestro José, disculpe mi ignorancia, ¿qué son las propiedades coligativas? Se lo pregunto, porque en secundaria aprendí que las sustancias tienen propiedades generales y específicas.



Fig. 1.35 Logotipo de la radiodifusora cultural universitaria RadioUAS. Tomada de: <http://www.radiouas.org>



Fig. 1.36 Instalaciones de la radiodifusora cultural universitaria RadioUAS. Tomada de: <http://www.radiouas.org>

M: Efectivamente, las sustancias tienen propiedades específicas, como la densidad, la conductividad eléctrica, el punto de ebullición, punto de fusión, entre otras; cuyos valores son constantes a determinadas condiciones de temperatura y presión. Estas propiedades se modifican cuando ocurre el proceso de disolución. Entonces, surgen nuevas propiedades, las cuales corresponden a las propiedades de la disolución, conocidas como coligativas, ya

que dependen únicamente de la concentración del soluto (cantidad de partículas).

E: Maestro José, ¿nos puede dar algunos ejemplos de estas propiedades?

M: De manera específica, las propiedades coligativas, son, la disminución de la presión de vapor, el aumento en el punto de ebullición, la disminución en el punto de congelación y la presión osmótica. Estas cuatro propiedades se manifiestan cuando se agrega el soluto al disolvente.

E: Maestro, ¿cómo explicar la función que ejerce el soluto en la disolución?

M: Para el joven esta explicación tiene un elevado grado de abstracción, puesto que necesita imaginar el proceso de disolución a nivel atómico-molecular. Por ejemplo, para explicar dicha función, en la disminución de la presión de vapor en la disolución, se puede utilizar el modelo cinético molecular. Éste permite facilitar la comprensión de las interacciones entre las moléculas del soluto con las del disolvente. Entonces, las partículas del soluto al interactuar con las del disolvente, dificultan el movimiento de las partículas del disolvente y su paso a la fase de vapor, provocando la disminución de la presión de vapor.

E: Por último maestro, ¿podemos afirmar que la presión de vapor del disolvente puro, será siempre mayor que el de sus disoluciones?

M: Sí, esta diferencia se debe, a que en el disolvente puro, sus moléculas tienen mayor movilidad y vencen las fuerzas de cohesión intermoleculares, la presión atmosférica y la tensión superficial, mientras que cuando se agrega el soluto, sus partículas en la disolución impiden la salida de las partículas del disolvente a la superficie, disminuyendo así, la presión de vapor de la disolución.

E: No me resta más que agradecerle su participación y le reiteramos nuestra invitación a un próximo programa, para compartir con el auditorio de radioUAS, las aplicaciones que estas propiedades encuentran en la vida cotidiana.

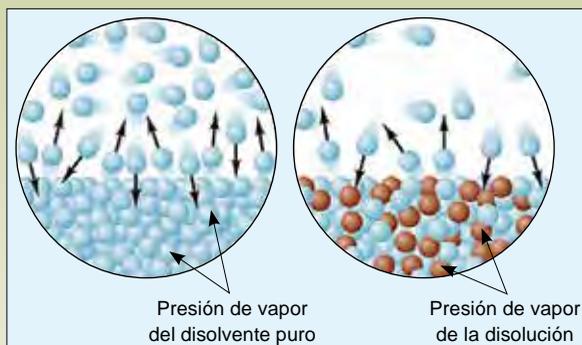


Fig. 1.37 Modelo nanoscópico de la interacción entre las moléculas del disolvente y la interacción entre las moléculas del soluto y del disolvente. Tomada de: <https://sites.google.com>

Problematización

Actividad 1.53



Explora tus conocimientos previos acerca de las propiedades coligativas. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recurso-seducativos/3446601/propiedades_coligativas.htm

Pregunta	F	V
1. La presión de vapor de una disolución siempre será mayor a la del disolvente puro.		
2. Las partículas del soluto no volátil en una disolución impiden la evaporación del disolvente.		
3. Las propiedades coligativas de las disoluciones no dependen de la composición química del soluto.		
4. Cuando las moléculas de un líquido vencen la presión atmosférica, la tensión superficial y las fuerzas de cohesión, pasan a la fase de vapor.		
5. Las propiedades coligativas de las disoluciones dependen de la concentración del soluto.		

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.54



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las propiedades coligativas y en especial, con la de disminución de la presión de vapor.

Cuando un soluto y un disolvente forman una disolución, sus propiedades físicas sufren modificaciones, para dar paso a las de la disolución, estas nuevas propiedades se conocen como propiedades de la disolución. Si estas propiedades dependen de la concentración del soluto, se les denomina **propiedades coligativas**.

Las propiedades coligativas se definen como aquellas propiedades de las disoluciones que dependen del número de partículas de soluto por kilogramo de disolvente, es decir, dependen de su concentración molal (m) y no de la naturaleza de las partículas del soluto (sean éstas átomos, iones o moléculas).

Estas propiedades son: la disminución de la presión de vapor, la elevación del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica.

Las propiedades coligativas de las disoluciones encuentran aplicación tanto en la vida cotidiana, como en los campos de la medicina y la industria.

Disminución de la presión de vapor

Se denomina presión de vapor, a la presión en la que las partículas de una misma sustancia en la fase líquida y de vapor pueden coexistir en equilibrio dinámico. Es decir, la velocidad de evaporación es igual a la de condensación.

Cuando las moléculas de un líquido tienen la energía suficiente para vencer la presión atmosférica (estando el líquido en un recipiente abierto), se dice que el líquido pasa a la fase de vapor.

Si se coloca el líquido en un recipiente cerrado, es posible medir la presión ejercida por el vapor formado a una determinada temperatura.

Este trabajo fue realizado por **François-Marie Raoult** y le permitió observar y cuantificar, que cuando se agrega un soluto a un disolvente puro, disminuye la presión de vapor del disolvente y que la variación de la concentración de la cantidad de soluto, es proporcional a la disminución de la presión de vapor en la disolución; esta serie de experimentos le permitió plantear en 1882, la **Ley de Raoult** que dice:

Si un soluto tiene una presión de vapor medible, la presión de vapor de su disolución, siempre es menor que la del disolvente puro.

Según la Ley de Raoult, la presión parcial del disolvente en una disolución (P_s), está dada por el producto de la presión de vapor del disolvente puro (P_D) y la fracción molar del disolvente en la disolución (X_1).

$$P_s = X_1 P_D$$

Se denomina **fracción molar** a la relación que existe entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la disolución. Las fracciones molares son útiles para calcular la presión de vapor de las disoluciones.

La fracción molar del disolvente (X_1) está dada por la ecuación:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Donde n_1 es igual al número de moles del disolvente y n_2 al número de moles del soluto.

La fracción molar del soluto (X_2) está dada por la ecuación:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Al aplicar la Ley de Raoult:

$$P_s = X_1 P_D$$

Como $X_1 = 1 - X_2$, la ecuación anterior se convierte en:

$$P_s = (1 - X_2) P_D$$

$$P_s = P_D - X_2 P_D$$

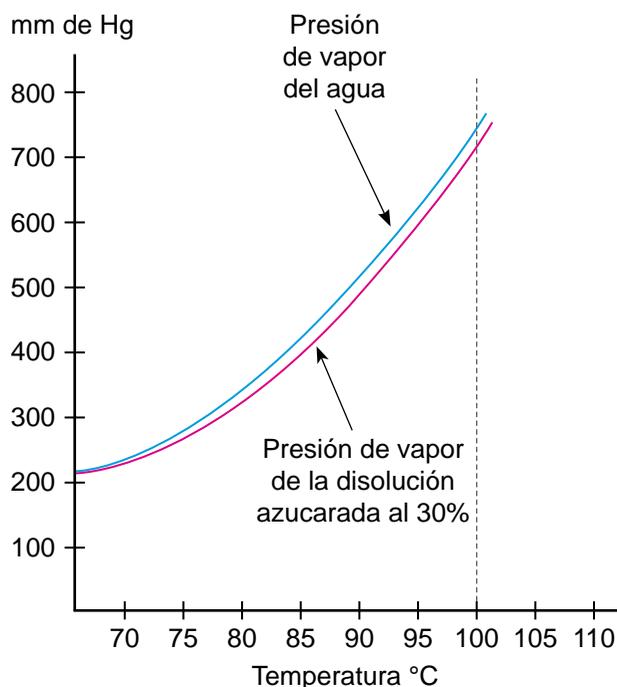
$$P_D - P_s = \Delta P = X_2 P_D$$

Así: $\Delta P = X_2 P_D$

Con esta expresión comprobamos matemáticamente que la disminución de la presión de vapor ΔP es directamente proporcional a la concentración del soluto presente (X_2), medida en fracción molar.

Tabla 1.7 Presión de vapor del agua en mm de Hg a diferentes temperaturas.

T °C	P _D mm Hg						
0	4.5	34	39.6	67	204.9	84	416.8
1	4.9	35	41.8	68	214.1	85	433.6
2	5.2	36	44.6	69	223.7	86	450.9
3	5.6	37	47.0	70	233.7	87	468.7
4	6.1	38	49.6	71	243.9	88	487.1
5	6.5	39	52.4	72	254.6	89	506.1
6	7.0	40	55.3	73	265.7	90	525.7
7	7.5	41	58.3	74	277.9	91	546.05
8	8.0	42	61.5	75	289.1	92	566.9
9	8.6	43	64.8	76	301.4	93	588.6
10	9.2	44	68.2	77	314.1	94	610.0
11	9.8	45	71.8	78	327.3	95	633.9
12	10.5	46	75.6	79	341.0	96	657.6
13	11.2	47	79.6	80	355.1	97	682.07
14	12.0	48	83.7	81	369.7	98	707.2
15	12.8	49	88.0	82	384.9	99	733.2
16	13.6	50	92.5	83	400.6	100	760
17	14.5	51	97.2				
18	15.4	52	102.0				
19	16.3	53	107.2				
20	17.4	54	112.5				
21	18.5	55	118.0				
22	19.8	56	123.8				
23	21.1	57	129.8				
24	22.4	58	136.0				
25	23.8	59	142.6				
26	25.2	60	149.3				
27	26.7	61	156.4				
28	28.3	62	163.7				
29	30.0	63	171.3				
30	31.8	64	179.3				
31	33.4	65	187.5				
32	35.4	66	196.0				
33	37.4						

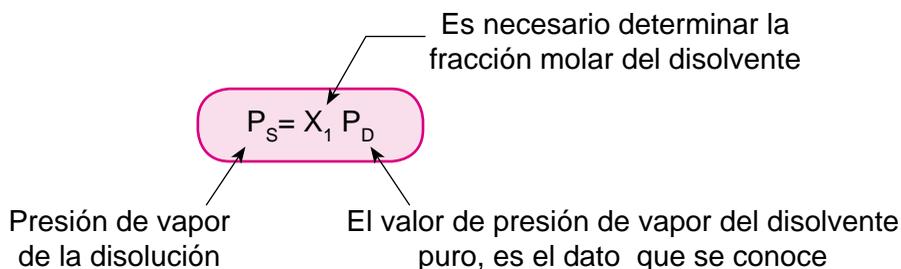
**Fig. 1.38** Gráfica de presión de vapor del disolvente puro y la disolución.

Por ejemplo:

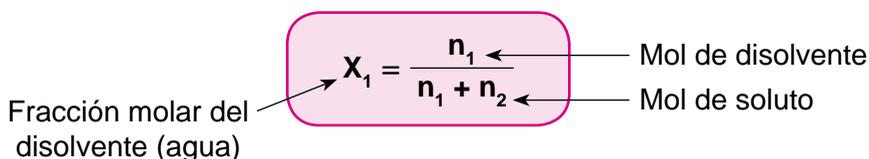
¿Qué hacer, si se desea conocer la presión de vapor de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 60%, y además, la disminución de la presión de vapor del disolvente, si ésta disolución se encuentra a una temperatura de 30°C ?

Estrategia de solución:

- a) Se necesita la ecuación de la ley de Raoult para determinar la presión de vapor de la disolución.



- b) Si se conoce el valor de la presión de vapor del disolvente puro, (P_D), entonces es necesario calcular el número de moles de soluto y de disolvente, para determinar la fracción molar del disolvente. El único dato con que se cuenta, es el porcentaje en masa del soluto, 60%. De forma tal, que por cada 100 gramos de la disolución, se tienen 60 g de H_2SO_4 y 40 g de agua.



- c) Se calcula el número de moles de agua (n_1) y de ácido sulfúrico (n_2) en la disolución:

$$n_1 = 40 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.016 \text{ g}} = 2.22 \text{ moles de agua}$$

$$n_2 = 60 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{98.086 \text{ g}} = 0.6117 \text{ moles de ácido sulfúrico}$$

- d) Por tanto, la fracción molar del agua, X_1 , está dada por:

$$X_1 = \frac{2.22 \text{ moles}}{2.22 \text{ moles} + 0.6117 \text{ moles}} = 0.7839$$

- e) El dato de la presión de vapor del disolvente puro, se busca en la tabla que se muestra con anterioridad. A 30°C le corresponde una presión de vapor de 31.8 mm de Hg.

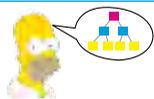
$$P_S = X_1 P_D$$

$$P_S = (0.7839) (31.8 \text{ mm de Hg})$$

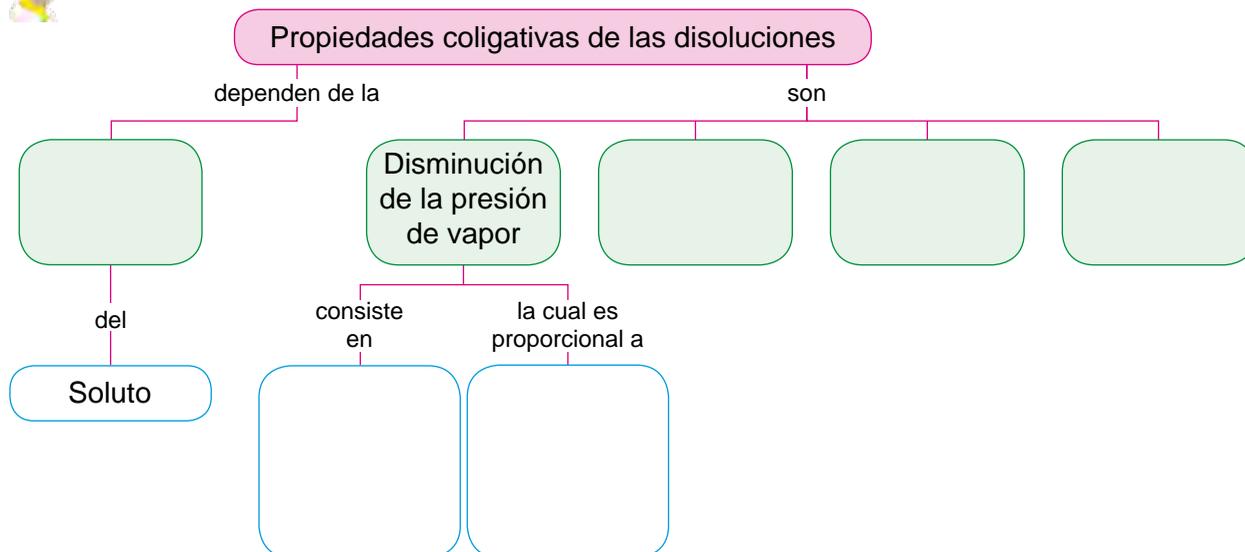
La presión de vapor de la disolución es igual a: $P_S = 24.928 \text{ mm de Hg}$.
 La disminución de la presión de vapor (ΔP) = $(31.8 - 24.928) \text{ mm de Hg}$.
 $\Delta P = 6.872 \text{ mm de Hg}$.

Procesamiento de la información

Actividad 1.55



En forma individual o colaborativa elabora un mapa conceptual con las ideas clave acerca de las propiedades coligativas abordadas hasta este momento.



Aplicación de la información

Actividad 1.56



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 400 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 1000 g de agua a 25 °C. Consulta la tabla 1.7 para determinar la presión de vapor del agua a esta temperatura.

Respuesta: 23.3092 mm de Hg

2. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 50 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 120 g de agua a 25 °C. Consulta la tabla 1.7 para determinar la presión de vapor del agua a esta temperatura.

Respuesta: 22.8480 mm de Hg

3. Calcula la presión de vapor de una disolución acuosa que contiene urea ($NH_2.CO.NH_2$) al 40% a una temperatura de 35 °C. Consulta la tabla 1.7 para determinar la presión de vapor del agua a esta temperatura.

Respuesta: 34.8342 mm de Hg

4. Calcula la disminución de presión de vapor de una disolución que contiene 62 g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 1000 g de agua a una temperatura de 40 °C. Consulta la tabla 1.7 para determinar la presión de vapor del agua a esta temperatura.

Respuesta: 54.3224 mm de Hg

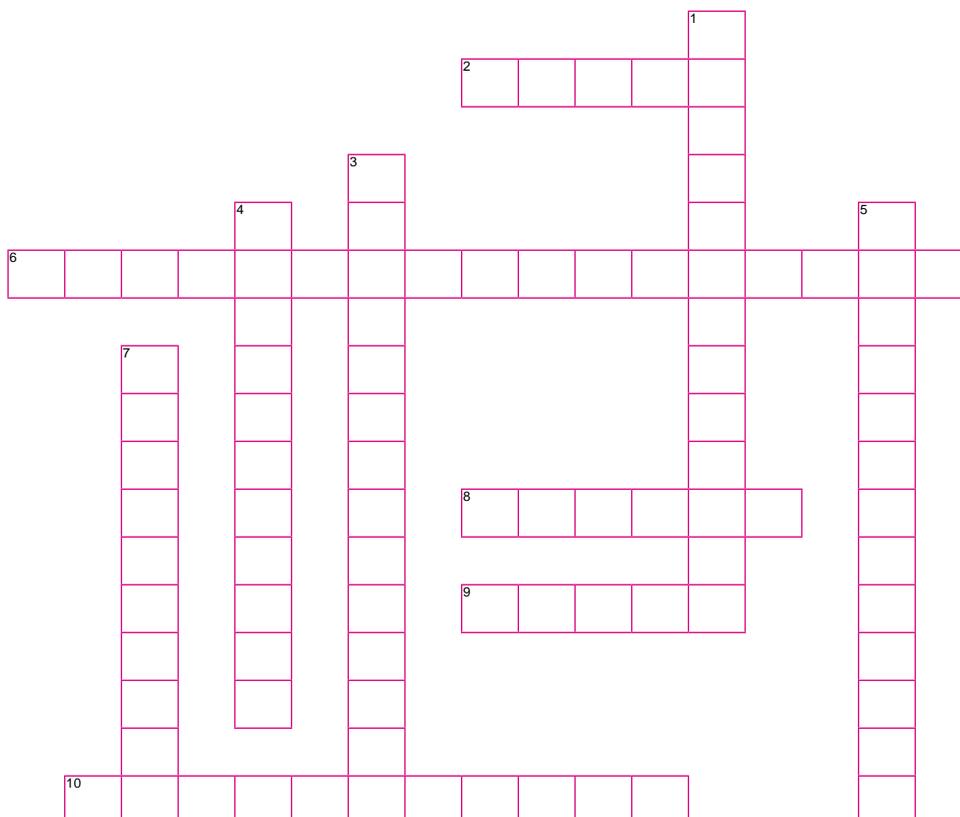


Autoevaluación

Actividad 1.57



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3447009/disminucion_de_la_p_de_vapor.htm



Horizontales

2. La presión de vapor de una disolución, siempre es _____ que la del disolvente puro.
6. Propiedad coligativa que aumenta su valor cuando se disuelve un soluto no volátil.
8. Apellido del químico francés François-Marie que estudió el fenómeno del descenso del punto de congelación y del aumento del punto de ebullición en las disoluciones, así como la disminución de la presión de vapor.
9. Fase a la que pasan las moléculas de un líquido cuando vencen la presión atmosférica, la tensión superficial y las fuerzas de cohesión.
10. Según esta ley, la presión parcial del disolvente en una disolución (P_S), está dada por el producto de la presión de vapor del disolvente puro (P_D) y la fracción molar del disolvente en la disolución (X_1).

Verticales

1. Se denomina así a la relación que existe entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la disolución.
3. Se denomina así a la presión en la que las partículas de una misma sustancia en la fase líquida y de vapor pueden coexistir en equilibrio dinámico.
4. Tipo de propiedades de las disoluciones que dependen de la concentración del soluto.
5. Las propiedades coligativas de una disolución cambian cuando se modifica su...
7. Las partículas del soluto no volátil en una disolución impiden la evaporación del...

Propiedades coligativas de las disoluciones (elevación del punto de ebullición)

- Describe las propiedades coligativas de las disoluciones.
- Aplica las propiedades coligativas de las disoluciones en la resolución de problemas acerca del incremento del punto de ebullición.
- Valora la importancia que tienen propiedades coligativas en la vida diaria.

Sensibilización

Actividad 1.58



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de las propiedades coligativas de las disoluciones en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Una entrevista con sentido químico (parte II)

Lectura

E. Estimados radioescuchas, el día de hoy nos visita de nuevo el maestro José para explicarnos la relación que existe entre las propiedades coligativas de las disoluciones y la vida cotidiana. Bienvenido maestro.

M. Gracias por la invitación, efectivamente en la entrevista anterior establecimos el compromiso y aquí estamos. Para ubicarnos de nuevo en el tema, iniciaré definiendo a las propiedades coligativas como aquellas que dependen exclusivamente de la cantidad de partículas, es decir de la concentración del soluto.

E. Maestro José, me gustaría que explicara a la audiencia, ¿qué propiedades coligativas encuentran mayor aplicación en la vida cotidiana?

M. En realidad todas encuentran aplicación, pero pareciera que la disminución en la presión de vapor, no tiene alguna aplicación, sin embargo, macroscópicamente, tanto el incremento del punto de ebullición como el punto de congelación, son consecuencia directa de esta propiedad.

E. ¿Y éstas cómo encuentran aplicación en la vida cotidiana?

M. Iniciaré explicando acerca del incremento del punto de ebullición y su relación con la cocina. ¿Han ustedes observado cuando su mamá o esposa, cocina frijoles de la olla? ¿Cuándo les agrega sal, antes o después de su cocimiento? Este es un aspecto impor-



Fig. 1.39 Sobrecalentamiento del motor. Tomada de: <http://tainoa-utodeluxe.com>

tante a considerar, ya que el momento propicio para adicionar la sal es cuando el frijol se ha cocido completamente. Ahora bien, han observado, ¿qué pasa con la ebullición del caldo de los frijoles al agregar la sal?

E. Me parece que se detiene la ebullición.

M. Efectivamente, se detiene por unos instantes, porque al agregar el soluto aumenta el punto de ebullición de la disolución. Otro ejemplo de la vida cotidiana que tiene relación con la elevación del punto de ebullición, es el uso de anticongelantes.

E. Disculpe maestro, pero en Sinaloa generalmente no neva, ¿por qué utilizar un anticongelante?

M. Normalmente, la gente piensa que el anticongelante sólo es útil en países que neva y suele agregar únicamente agua al radiador, pero el anticongelante también es útil, en ciudades donde la temperatura ambiental es elevada, como Culiacán y Mexicali, entre otros.

E. ¿Y cómo funciona esto?

M. Si sólo se agregara agua al radiador su punto de ebullición sería de 100 °C, lo que ocasiona sobrecalentamiento del motor. Cuando se agrega una disolución de anticongelante, el punto de ebullición aumenta dependiendo de su concentración, aproximadamente unos 30 °C, evitando así, el sobrecalentamiento.

Problematización

Actividad 1.59



Explora tus conocimientos previos acerca de las propiedades coligativas y en especial la elevación del punto de ebullición. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3455379/propiedades_coligativas_2.htm

Pregunta	F	V
1. Las propiedades coligativas de las disoluciones dependen del número de partículas.		
2. El punto de ebullición de una disolución siempre será menor a la del disolvente puro.		
3. El anticongelante en un radiador, hace que el agua aumente su punto de ebullición.		
4. Al adicionar sal a los frijoles, cuando están hirviendo, provoca que disminuya el punto de ebullición.		
5. Si la presión de vapor del disolvente puro disminuye al agregar un soluto, es lógico pensar que el punto de ebullición de la disolución variará.		

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.60



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las propiedades coligativas y en especial, con la de elevación del punto de ebullición.

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a una atmósfera (1 atm), al nivel del mar.

Si la presión de vapor de una disolución siempre es menor que la del disolvente puro, entonces, se requerirá una temperatura mayor para alcanzar una presión de vapor de 1 atm.

Por ejemplo:

Si el agua hierve a los 100 °C, una vez que constituya una disolución tendrá un punto de ebullición mayor de 100 °C.

En términos macroscópicos podemos concluir que, la elevación del punto de ebullición de una disolución, es una consecuencia directa de la disminución de la presión de vapor de la disolución. Sin embargo, ambos factores se ven afectados por la presencia de un soluto no volátil.

Ahora bien, ¿cómo explicar submicroscópicamente este comportamiento? En teoría, podemos decir que las interacciones entre las partículas (moléculas o iones) del soluto y las del disolvente dificultan la salida de las moléculas del disolvente, de la fase líquida a la fase de vapor, evitando con ello un aumento en el número de partículas en la fase gaseosa, provocando así una disminución en la presión de vapor de la disolución y por consiguiente un aumento en el punto de ebullición.

De esto, se puede deducir que la elevación del punto de ebullición es directamente proporcional al número de partículas de soluto por mol de moléculas de disolvente. Es decir,

$$\Delta T_e \propto m$$

$$\Delta T_e = K_e m$$

donde ΔT_e es la elevación del punto de ebullición, m es la concentración molal de la disolución y K_e es la constante molal de elevación del punto de ebullición.

Esta constante depende sólo del disolvente. En la tabla 1.8, se muestran los valores de K_e para algunos disolventes.

Tabla 1.8 Valores de las constantes de K_e .		
Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	K_e (°C/m)
Agua	100	0.52
Etanol	78.4	1.22
Tetracloruro de carbono	76.8	5.02
Benceno	80.1	2.53
Ciclohexano	80.7	2.79

Por ejemplo:

Para el caso del agua, la constante molal de elevación del punto de ebullición será de 0.52 °C/m, esto significa que una disolución 1m de cualquier soluto no volátil y no electrólito tendrá un punto de ebullición de 100.52 °C.

Actividad 1.61



En forma individual indaga en diversas fuentes la información necesaria para dar respuesta a las siguientes interrogantes.

1. ¿Qué pasaría si el soluto utilizado en la disolución, es volátil o electrólito?

2. ¿A qué atribuyes que cuando se adiciona sal a los frijoles, se detenga la ebullición?

¿Cómo resolver problemas de incremento en el punto de ebullición de una disolución?

Por ejemplo:

Estrategia de solución:

- a) Para resolver el problema se necesita determinar la concentración molal de la disolución y utilizar las siguientes ecuaciones:

$$m = n/\text{kg de disolvente}$$

$$\Delta T_e = K_e m$$

Punto de ebullición de la disolución = Punto de ebullición del disolvente + ΔT_e .

- b) El único dato con que se cuenta es el porcentaje en masa de la glucosa, 30%. De forma tal, que por cada 1000 gramos, se tienen 300 g de glucosa y 700 g de agua. Con estos datos se puede calcular la molalidad de la disolución.

$$m = \frac{n}{\text{kg de disolvente}} = \frac{300 \text{ g de glucosa}}{0.700 \text{ kg de H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol de glucosa}}{180 \text{ g de glucosa}} = 2.38 \text{ m}$$

- c) El dato de la molalidad nos permite determinar la elevación del punto de ebullición, sabiendo que la constante molal de elevación del punto de ebullición del agua es $0.52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m}$.

$$\Delta T_e = K_e m = (0.52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m}) (2.38 \text{ m}) = 1.237 \text{ }^\circ\text{C}$$

- c) Ahora sí estamos en posibilidades de calcular el punto de ebullición de la disolución.

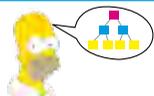
$$\text{Punto de ebullición de la disolución} = \text{Punto de ebullición del disolvente} + \Delta T_e$$

$$\text{Punto de ebullición de la disolución} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 1.237 \text{ }^\circ\text{C}$$

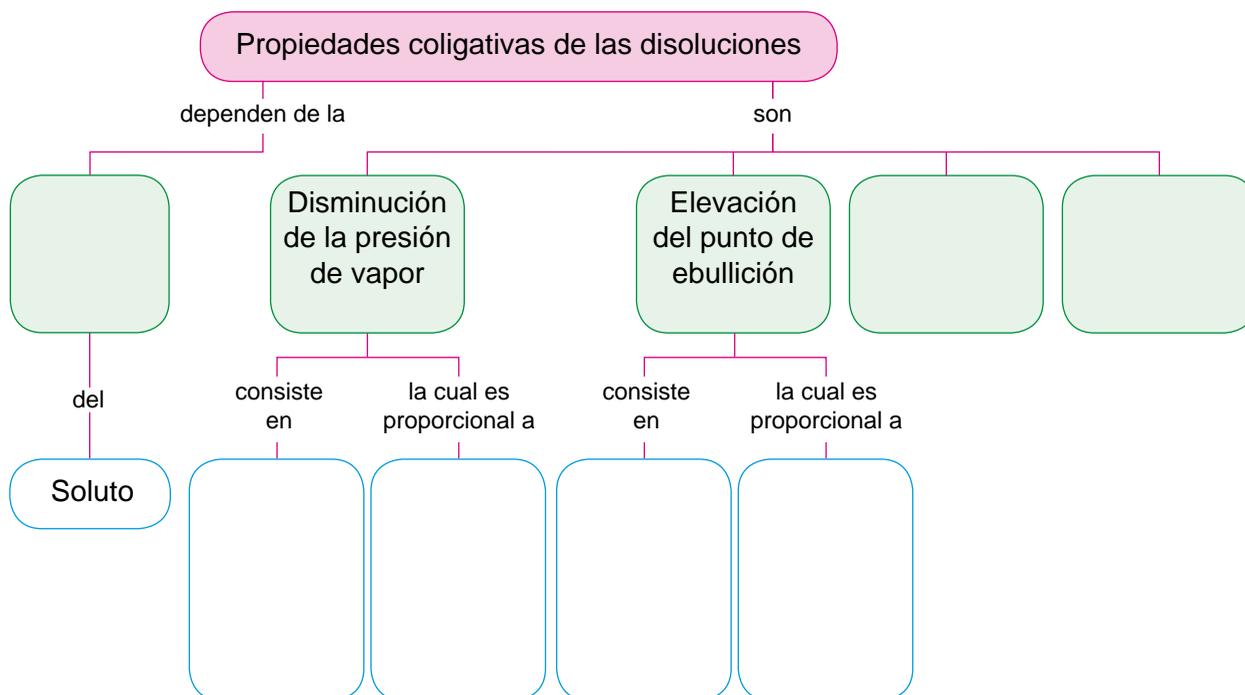
$$\text{Punto de ebullición de la disolución} = 101.237 \text{ }^\circ\text{C}$$

Procesamiento de la información

Actividad 1.62



En forma individual o colaborativa elabora un mapa conceptual con las ideas clave acerca de las propiedades coligativas abordadas hasta este momento.



Aplicación de la información

Actividad 1.63



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Calcula el punto de ebullición de una disolución que contiene 50 g de H_2SO_4 en 200 g de agua (consultar la tabla 1.8).

Respuesta: 101.33 °C

2. Calcula el punto de ebullición de una disolución acuosa de azúcar 2.4 *m* (consultar la tabla 1.8).

Respuesta: 101.248 °C

3. Calcula el punto de ebullición de una disolución que contiene 25 g de nitrobeneno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$) disueltos en 300 g de benceno (consultar la tabla 1.8).

Respuesta: 100.352 °C

4. Calcula el punto de ebullición de una disolución alcohólica que contiene 25 g de urea (NH_2CONH_2) en 250 g de etanol (consultar tabla 1.8 para la K_e del etanol).

Respuesta: 80.43 °C

5. Calcula el punto de ebullición de una disolución que contiene 350 g de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en 450 g de agua (consultar la tabla 1.8).

Respuesta: 106.5162 °C

Autoevaluación

Actividad 1.64



Autoevalúate argumentando cada una de las preguntas que se plantearon de inicio en la problematización.

Pregunta	Argumentación
1. Las propiedades coligativas de las disoluciones dependen del número de partículas.	
2. El punto de ebullición de una disolución siempre será menor a la del disolvente puro.	
3. El anticongelante en un radiador, hace que el agua aumente su punto de ebullición.	
4. Al adicionar sal a los frijoles, cuando están hirviendo, provoca que disminuya el punto de ebullición.	
5. Si la presión de vapor del disolvente puro disminuye al agregar un soluto, es lógico pensar que el punto de ebullición de la disolución variará.	

Propiedades coligativas de las disoluciones (disminución del punto de congelación)

- Describe las propiedades coligativas de las disoluciones.
- Aplica las propiedades coligativas de las disoluciones en la resolución de problemas acerca de la disminución del punto de congelación.
- Valora la importancia que tienen propiedades coligativas en la vida diaria.

Sensibilización

Actividad 1.65



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de las propiedades coligativas de las disoluciones en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Las propiedades coligativas, las paletas y la nieve de garrafa

Lectura

La Cruz, Sinaloa es una ciudad que se encuentra localizada entre las ciudades de Culiacán y Mazatlán, es cabecera municipal de Elota y fue fundada en los albores del siglo XX, se conoce comúnmente como La Cruz de Elota. En 1908, llegó la construcción de la vía férrea, situación que atrajo la afluencia de campesinos y mineros, para contratarse como ferrocarrileros. Así creció La Cruz, como estación de ferrocarril. Don Esteban era trabajador del riel y supo combinar su trabajo con el oficio de paletero. Decidió iniciar su negocio en 1959 cuando estalló la huelga ferrocarrilera, lo denominó Paletería y Nevería “Las Delicias”, cuyas paletas y nieves son todavía para vecinos y visitantes, una delicia al paladar. Don Esteban, no tenía idea del fundamento

teórico de la relación de su oficio con las propiedades coligativas de las disoluciones, pero lo que sí sabía empíricamente, era que al agregar sal al hielo, la temperatura disminuía, y

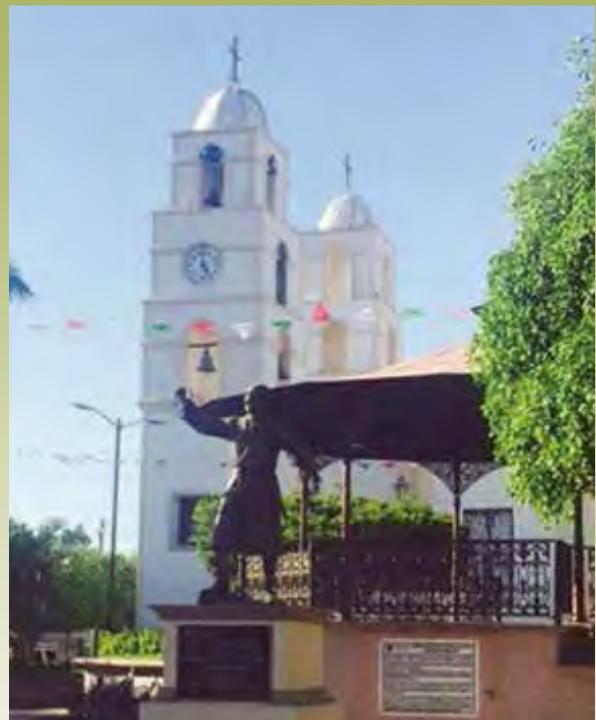


Fig. 1.40 Plazuela Miguel Hidalgo en La Cruz, Sinaloa.

se podían elaborar paletas y nieve de “garrafa”. La garrafa” es el nombre que se le da al recipiente de acero inoxidable donde se prepara la nieve. La “garrafa” se acomoda en el centro de una barrica de madera, plástico o metal, que debe ser más grande que la garrafa, ya que el espacio entre la garrafa y la barrica se rellena de hielo y sal de grano. Esta propiedad coligativa de disminuir el punto de congelación se utiliza en los países fríos para derretir o fundir el hielo en calles y carreteras. Finalmente, les recordamos que si visitan esta ciudad no olviden probar las deliciosas paletas y nieves de Don Esteban.



Fig. 1.41 Garrafa. Tomada de: <http://shopix.mx>

Problematización

Actividad 1.66



Explora tus conocimientos previos acerca de las propiedades coligativas y en especial la disminución del punto de congelación. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3455397/propiedades_coligativas_3.htm

- El fenómeno llamado descenso crioscópico corresponde a:
 - Disminución del punto de ebullición de la disolución en relación al solvente puro.
 - Disminución de la densidad del disolvente puro con respecto de la disolución.
 - Disminución de la presión de vapor del agua pura con respecto a la disolución.
 - Disminución del punto de congelación de la disolución con respecto al disolvente puro.
- Se determinaron los puntos de congelación de dos disoluciones acuosas, una de sacarosa (S) y la otra de cloruro de sodio (CS), ambas tienen la misma concentración molal, entonces, se puede afirmar que:
 - $CS = S$
 - $CS > S$
 - $CS < S$
 - $S > CS$
- El agua de mar tiene como disolución acuosa:
 - Mayor presión de vapor que el agua potable.
 - El mismo punto de ebullición del agua pura.
 - Un punto de congelación menor que el agua pura.
 - Menor densidad que el agua dulce.
- Una disolución acuosa de etanol al 60% tendrá un punto de congelación:
 - Igual a la del agua pura.
 - Igual a la del etanol puro.
 - Menor que la del agua pura.
 - Mayor que la del agua pura.
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - La presión de vapor de una disolución es mayor que la del disolvente puro.
 - El punto de ebullición de una disolución es menor que la del disolvente puro.
 - El punto de congelación de una disolución es menor que la del disolvente puro.
 - El soluto en una disolución no dificulta la evaporación del disolvente.

6. El anticongelante en un radiador, hace que el agua aumente su punto de ebullición, y que _____ su punto de congelación.
 a) aumente b) disminuya c) no cambie d) ninguna es correcta
7. Los neveros al agregar sal al hielo, hacen que _____ el punto de congelación del agua.
 a) aumente b) disminuya c) no cambie d) ninguna es correcta

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.67



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las propiedades coligativas y en especial, con la de disminución del punto de congelación.

En este apartado revisaremos una propiedad coligativa de las disoluciones como lo es, la disminución del punto de congelación. Cuando la presión de vapor de un disolvente puro se altera al agregar un soluto, es lógico pensar que también se alteran tanto el punto de ebullición como el de congelación, pues ambos dependen de la presión de vapor.

La disminución del punto de congelación o descenso crioscópico se define como la diferencia entre el punto de congelación del disolvente puro (T_c^0) y el punto de congelación de la disolución, T_c .

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

Se ha encontrado que un mol de un soluto no electrólito disuelto en un kilogramo de agua, hace disminuir el punto de congelación del agua 1.86 °C.

A este valor se le denomina constante molal de la disminución del punto de congelación (K_c) y equivale a 1.86 °C/m, cuando el disolvente es el agua.

Disolvente	Punto de congelación normal (°C)	K_c °C/m
Agua	0	1.86
Etanol	-117.3	1.99
Tetracloruro de carbono	-22.3	29.8
Benceno	5.5	5.12
Ciclohexano	6.6	20.0

La disminución del punto de congelación es también directamente proporcional a la molalidad del soluto: $\Delta T_c \propto m$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

Donde ΔT_c es la disminución del punto de congelación, m es la concentración molal de la disolución y K_c es la constante molal de la disminución del punto de congelación del disolvente.

Por ejemplo:

El etilenglicol ($C_2H_6O_2$) es un soluto no volátil, utilizado en la fabricación de anticongelante para automóviles, y se desea conocer cuál es el punto de congelación de una disolución concentrada que contiene 50% de etilenglicol en agua.

Estrategia de solución:

- a) Para resolver el problema se necesita determinar la concentración molal de la disolución y utilizar las siguientes ecuaciones:

$$m = n/\text{kg de disolvente}$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

- b) El único dato que proporciona el problema, es el porcentaje en masa del etilenglicol, 50%. De forma tal, que por cada 1000 gramos de disolución, se tienen 500 g de etilenglicol y 500 g de agua. Con estos datos se puede calcular la molalidad de la disolución.

$$m = \frac{n}{\text{kg de disolvente}} = \frac{500 \text{ g de etilenglicol}}{0.500 \text{ kg de H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol de etilenglicol}}{62.068 \text{ g de etilenglicol}} = 16.1113 \text{ m}$$

- c) El dato de la molalidad nos permite determinar la disminución del punto de congelación, sabiendo que la constante molal de la disminución del punto de congelación del agua es $1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$.

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = (1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m) (16.1113 \text{ m}) = 29.967 \text{ }^\circ\text{C}$$

- d) Ahora sí, estamos en posibilidades de calcular el punto de congelación de la disolución.

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

$$T_c = T_c^0 - \Delta T_c$$

Punto de congelación de la disolución = $0 \text{ }^\circ\text{C} - 29.967 \text{ }^\circ\text{C}$

Punto de congelación de la disolución = **$-29.967 \text{ }^\circ\text{C}$**

¿Sabías que...

la disminución del punto de congelación (conocido también como efecto crioscópico) se utiliza para elaborar mezclas frigoríficas o anticongelantes, disoluciones cuya temperatura de congelación es menor que la del agua. Por ejemplo, la mezcla de hielo y sal permite la fabricación de nieve de garrafa y la mezcla de agua y etilenglicol en los radiadores de los automóviles evita la formación de hielo a temperaturas menores a $0 \text{ }^\circ\text{C}$. Otra aplicación es, cuando durante el invierno se esparce sal sobre el hielo, tanto en calles, aceras o carreteras para fundirlo.



Fig. 1.42 Equipo de dispersión de sal en calles y carreteras en Estados Unidos. Tomada de: <http://www.lavanguardia.com>

Conozca más...

Anticongelantes para automóvil

El líquido anticongelante desempeña su función en el circuito que refrigera el motor de un automóvil y, a pesar de lo que su nombre sugiere, juega un papel muy importante tanto en verano como en invierno. Aquí le decimos cuáles son los mejores.

Hasta hace no muchos años el agua era el mejor medio disponible para enfriar el motor. Actualmente no es conveniente usarla porque podría provocar corrosión y puede contener sales que, dadas las temperaturas de trabajo del motor, se depositan en las paredes del sistema de refrigeración formando incrustaciones que pueden bloquear los conductos y obligar al motor a trabajar a temperaturas más altas de lo recomendable. Por otro lado, en zonas donde existen temperaturas muy bajas, el congelamiento del agua puede provocar daños severos a los depósitos que la contienen y al motor. Al tratar de solucionar dichos inconvenientes se crearon los anticongelantes (también llamados refrigerantes, porque cumplen con la función de refrigerar el motor), los cuales contienen compuestos químicos que hacen que el producto alcance temperaturas de congelación muy por debajo de las del agua y puntos de ebullición por encima de las temperaturas de trabajo de los motores. Además, su composición les permite proteger contra la corrosión a los metales presentes en el sistema de refrigeración de los automotores.

Muchos anticongelantes se comercializan concentrados, sin embargo, también existen productos mezclados con agua que se ofrecen como “listos para usarse”. Otros declaran ser de larga duración y son formulados con diversos compuestos inhibidores de la corrosión. Los anticongelantes generalmente son de color verde o amarillo; otros más presentan tonalidades rojizas (por lo regular los que se ostentan como productos de larga duración). El color se utiliza principalmente para indicar que el contenido del depósito no es agua, identificar el tipo de anticongelante (para evitar mezclas) y, en caso de fugas, detectarlas. Los productos concentrados indican en su etiqueta la cantidad exacta de agua con la que deben mezclarse. Algunos sugieren variantes de dilución que buscan producir diversos grados de congelación y ebullición.

Las pruebas realizadas en este estudio incluyeron a 27 marcas de anticongelantes, 11 concentrados y 16 listos para usarse. Estos productos se comercializan en el Distrito Federal y en varias partes del territorio nacional. Las muestras analizadas se adquirieron en diversos puntos de venta, y se verificó que estuvieran bien cerrados y sin señales de maltrato. Cada producto se sometió a las pruebas que a continuación se indican:

Potencial anticorrosivo. Se verificó la eficiencia del producto contra la corrosión en metales como aluminio, acero, cobre y hierro, que son los que pueden encontrarse en mayor o menor medida en un circuito de refrigeración. Esta prueba permite además comprobar la estabilidad del anticongelante, ya que no debe formar precipitados ni incrustaciones que puedan causar averías. Este parámetro fue considerado como crítico en la evaluación.



Fig. 1.43 Anticongelante concentrado. Tomada de: <https://cornershopapp.com>

Capacidad para soportar las temperaturas de trabajo. Para corroborar que los anticongelantes soportan las temperaturas de trabajo, se probó que los productos concentrados, cuando son mezclados con 50% de agua, alcanzan como mínimo una temperatura de ebullición de 107 °C, de acuerdo con lo que señala la norma de calidad para estos productos. Para el caso de los productos listos para usarse también se determinó su temperatura de ebullición y se reportaron los valores comparados respecto al promedio.

Composición química. Se verificó que los anticongelantes concentrados cumplieran con la composición química básica en lo referente al contenido de glicoles y agua. En este rubro se encontraron algunas marcas que contienen un compuesto (dietilenglicol) en concentraciones que son potencialmente dañinas para los empaques o mangueras del sistema de refrigeración. Por otro lado, se detectaron productos con contenidos excesivos de agua, por lo que podrían no cumplir con su función anticongelante a temperaturas muy bajas.

Ataque a pinturas. Se comprobó que los productos no provocaran daño en las pinturas automotrices dado que existe el posible riesgo de que entren en contacto con la carrocería del auto. No se detectaron problemas.

Marca Procedencia Presentación	Evaluación	Información comercial	Temperatura de ebullición (capaci- dad para soportar temperatura de trabajo)	Potencial anticorrosivo	Composición química
Prestone México 3.78 L	E	Cumple	Cumple	Cumple	Cumple
Roshfrans México 3.785 L y 950 mL	MB	Se detectó producto hasta con 15.5% menos de contenido neto. Una muestra no indica lote.	Cumple	Cumple	Cumple
Quaker State México 950 mL	B	Se declara como concentrado, pero no lo es.	Cumple	Cumple	Se detectó producto hasta con 13.8 % de agua y el máximo permitido es 5 %.
Gonher México 946 mL Etiqueta amarilla	R	Se declara como concentrado, pero no lo es; además se detectó producto hasta con 2.7% menos de contenido neto. No incluye todas las leyendas precautorias.	Su temperatura de ebullición es de de 1.6 a 3 °C menos de lo permitido.	Cumple	Se detectó producto hasta con 33,9 % de agua y el máximo permitido es 5 %.
Gigante México 1 L	P	Se declara como concentrado, pero no lo es; se detectó producto hasta con 2.5 % menos de contenido neto. No indica lote, ni incluye todas las leyendas precautorias	Su temperatura de ebullición es de 3.6 a 4.8 °C menos de lo permitido	No pasó la prueba de corrosión	Se detectó producto hasta con 44.9 % de agua y el máximo permitido es 5%. Presenta compuestos que pueden dañar empaques y/o mangueras.

Tabla 1.11 Producto: Anticongelante listo para usarse

Marca Procedencia Presentación	Evaluación	Información comercial	Temperatura de ebullición (capaci- dad para soportar temperatura de trabajo)	Potencial anticorrosivo	Composición química
Roshfrans México 950mL (Envase ecológico)	E	Cumple	Arriba del pro- medio	Cumple	Alrededor del 45% del producto es agua.
Prestone México/1 L	MB	No indica que es un producto diluido con agua.	Arriba del pro- medio	Cumple	Alrededor del 41 % del producto es agua.
Elf México 946 mL	B	Se detectó producto hasta con 2.7% menos de contenido neto. El lote es ilegible y no incluye leyendas precautorias.	En el prome- dio	Cumple	Alrededor del 64 % del producto es agua.
Blue Ice México/1 L	R	No indica lote.	Muy abajo del promedio	Cumple	Alrededor del 79% del producto es agua.
Gonher México 946mL (Etiqueta azul)	P	Se detectó producto hasta con 2.7 % menos de contenido neto. No incluye todas las leyendas precautorias. No indica clara- mente que es un producto listo para usarse.	En el prome- dio	Cumple	Alrededor del 63 % del producto es agua. Presenta compuestos que pueden dañar empaques y/o mangueras.
E = Excelente		MB = Muy bien	B = Bien	R = Regular	P = Pobre

Actividad 1.68



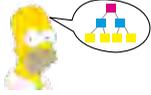
En forma individual indaga en diversas fuentes, acerca de los siguientes cuestionamientos:

1. Si un mol de soluto no electrólito hace disminuir la temperatura de congelación del agua, $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Qué pasará si se utiliza un electrólito como el NaCl?

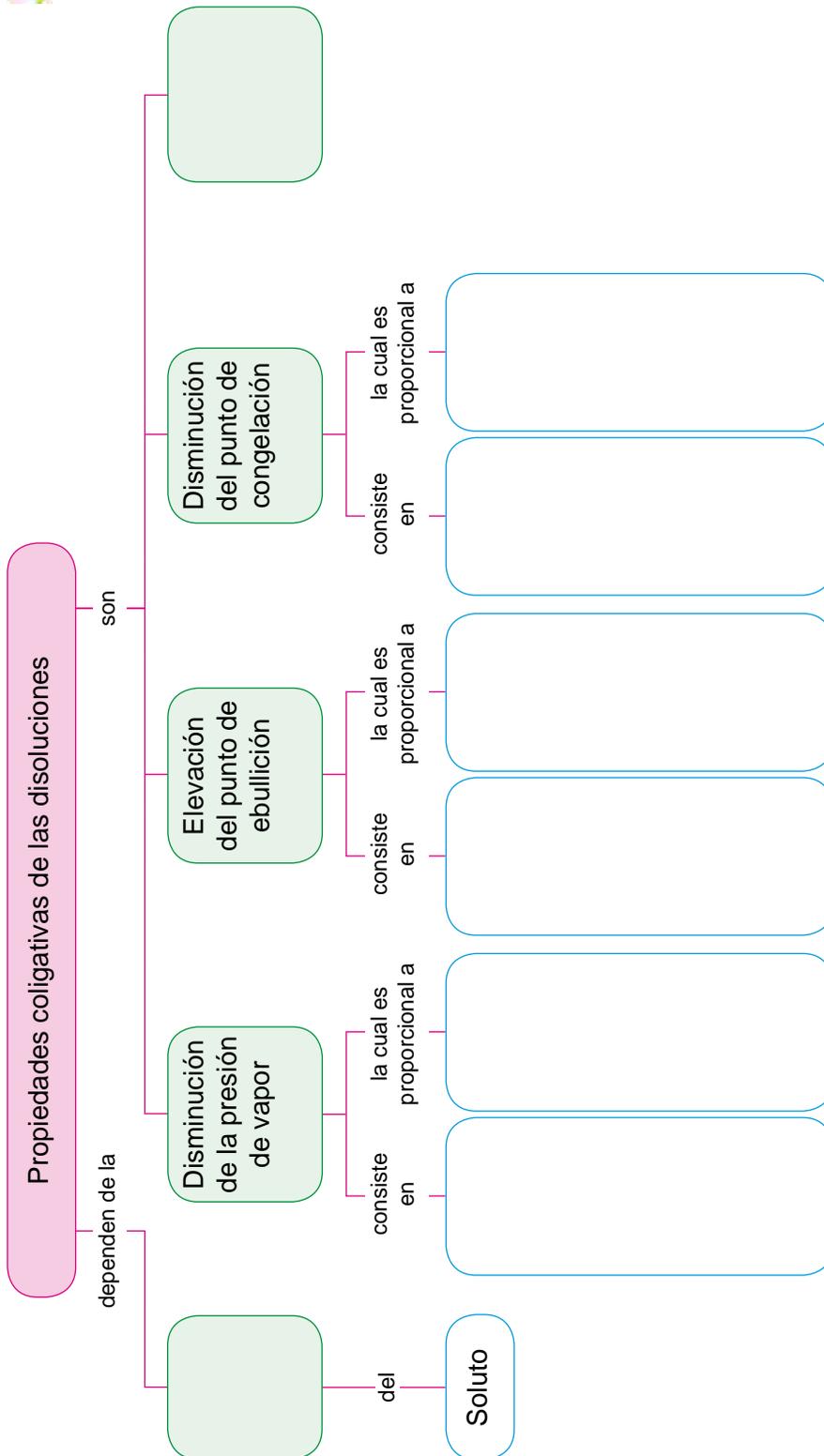
2. Si en vez de utilizar NaCl, se usa CaCl_2 , ¿cuál será el efecto sobre el punto de congelación del agua?

Procesamiento de la información

Actividad 1.69



En forma individual o colaborativa elabora un mapa conceptual con las ideas clave acerca de las propiedades coligativas abordadas hasta este momento.



Aplicación de la información

Actividad 1.70



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Si a un litro de agua, se le adiciona un mol de cualquier soluto no electrólito y no volátil, la disolución se congelará a $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}$ abajo de cero. Esta propiedad coligativa es utilizada por los neveros de “garrafa”, ellos utilizan sal para disminuir el punto de congelación. Pero, ¿si en vez de sal se decidieran agregar azúcar, se tendría el mismo efecto?

2. Menciona algunas de las razones que se tienen para no utilizar azúcar en la disminución del punto de congelación de una disolución.

3. Calcula el punto de congelación de una disolución acuosa de azúcar, que tiene una concentración molar de $2.5\text{ }m$. (Consultar la tabla 1.9).

Respuesta: $-4.65\text{ }^{\circ}\text{C}$

4. Las propiedades coligativas de las disoluciones dependen del número de partículas de soluto, es decir, dependen de su concentración molar. De forma tal, que utilizando tus conocimientos químicos, ordena en forma creciente las siguientes disoluciones acuosas según el punto de congelación esperado: KCl , $0.4\text{ }m$; HCl , $0.5\text{ }m$; NaOH , $0.10\text{ }m$; MgCl_2 , $0.5\text{ }m$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, $0.3\text{ }m$; CON_2H_4 , $0.75\text{ }m$; LiBr , $0.2\text{ }m$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $0.5\text{ }m$. (No utilizar calculadora).

5. ¿Qué conocimientos químicos son necesarios para responder a la pregunta anterior?

6. Determina el punto de congelación de las disoluciones de la pregunta 4, haciendo uso de la calculadora y los datos de la tabla 1.9. Comprueba si el orden encontrado corresponde al esperado.

Disolución	Conc. molar	Punto de congelación	Disolución	Conc. molar	Punto de congelación
a) KCl	0.4		e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	0.30	
b) HCl	0.5		f) CON_2H_4	0.75	
c) NaOH	0.10		g) LiBr	0.20	
d) MgCl_2	0.50		h) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	0.50	

Autoevaluación

Actividad 1.71



Autoevalúate argumentando cada una de las preguntas que se plantearon de inicio en la problematización.

Pregunta	Argumentación
1. ¿A qué se debe el fenómeno llamado descenso crioscópico en las disoluciones?	
2. Si se tienen dos disoluciones acuosas, una de sacarosa (S) y otra de cloruro de sodio (CS) y ambas poseen la misma concentración molal, ¿podemos afirmar que sus puntos de congelación, serán iguales?	
3. ¿Qué podemos afirmar con respecto a las propiedades coligativas del agua de mar?	
4. Si el anticongelante en un radiador se utiliza para disminuir el punto de congelación de la disolución, ¿qué pasa con su punto de ebullición?	

Propiedades coligativas de las disoluciones (ósmosis y presión osmótica)

- Describe las propiedades coligativas de las disoluciones.
- Aplica las propiedades coligativas de las disoluciones en la resolución de problemas acerca de la presión osmótica.
- Valora la importancia que tienen propiedades coligativas en la vida diaria.

Sensibilización

Actividad 1.72



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de las propiedades coligativas de las disoluciones en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

La conserva de papaya un dulce típico del pueblo mágico de Cosalá

Lectura

El pueblo mágico de Cósala se ubica al pie de la Sierra Madre Occidental y se encuentra a poco más de 160 kilómetros de la ciudad de Culiacán, Sinaloa. Su nombre proviene del término Quetzalla o Cozatl, que puede interpretarse como “Lugar de Guacamayas”. El pueblo mantiene intacta su traza urbana, y conserva la arquitectura original de fachadas e interiores.



Fig. 1.44 Cosalá, pueblo mágico.

Ofrece un gran número de atractivos históricos, culturales y naturales, como la Reserva Ecológica de Nuestra Señora.

Su gastronomía es rica y variada, donde resalta la elaboración de subproductos de la caña de azúcar, piloncillo, conservas de frutas, pan y empanadas. La comunidad de El Rodeo, cercana a Cosalá, se distingue por la producción artesanal de conservas de papa-

ya y calabaza. La conserva de papaya es un dulce típico sinaloense, para elaborarla se utiliza papaya verde en estado sazón. Se pela la papaya, procurando que no le quede nada de cáscara, se parte en rebanadas, las cuales se colocan en media cubeta con una disolución concentrada de cal (medio kilo), que las cubra completamente. Se dejan reposar durante un tiempo que puede variar, desde treinta minutos a varias horas (el tiempo dependerá de la consistencia deseada). Una vez transcurrido ese tiempo, se extraen, se escurren y se colocan al sol para deshidratarlas. Las rebanadas se colocan en el recipiente para la cocción, añadiendo agua hasta que las cubra sin rebosar. Para un promedio de 3 kilos de papaya, se agrega kilo y medio de azúcar o piloncillo al gusto, una cucharada de bicarbonato de sodio, un poco de canela, media cucharada de sal. Se coloca al fuego y se deja hervir por dos horas y media. Durante ese tiempo hay que voltear la papaya, agregándole el almíbar.



Fig. 1.45 Conserva de papaya. <https://www.youtube.com/watch?v=Zx1W066XOCg>

Hasta aquí hemos conocido el proceso de la elaboración de la conserva de papaya, pero, ¿qué relación encuentra este proceso con el fenómeno de ósmosis?

Problematización

Actividad 1.73



Explora tus conocimientos previos acerca de las propiedades coligativas y en especial la ósmosis y presión osmótica. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3455409/propiedades_coligativas_4.htm

Pregunta	F	V
1. La ósmosis, es el proceso fisicoquímico que consiste en el paso de las moléculas de agua, a través de una membrana semipermeable, de una disolución menos concentrada a otra de mayor concentración.		
2. Una disolución inyectable es isotónica porque tiene la misma presión osmótica que la sangre, para evitar deformaciones de los glóbulos rojos.		
3. Una disolución hipotónica es aquella que tiene mayor concentración de soluto en el medio exterior en relación al medio interior que se encuentra separado por la membrana semipermeable.		
4. Una disolución hipertónica es aquella que tiene menor concentración de soluto en el medio exterior en relación al medio interior que se encuentra separado por la membrana semipermeable.		
5. Una naranja sumergida en agua aumenta su volumen y tamaño.		
6. Una zanahoria sumergida en una disolución salina, disminuye su tamaño.		

Adquisición y organización de la información

Actividad 1.74



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las propiedades coligativas y en especial, con la de ósmosis y presión osmótica.

La ósmosis es un fenómeno fisicoquímico que se presenta de manera natural en todos los sistemas vivos. Este proceso ocurre cuando las moléculas de agua se difunden a través de una membrana semipermeable, desde una disolución menos concentrada a otra de mayor concentración,

o simplemente de una zona donde sólo existe disolvente puro, a otra donde se encuentra una disolución concentrada.

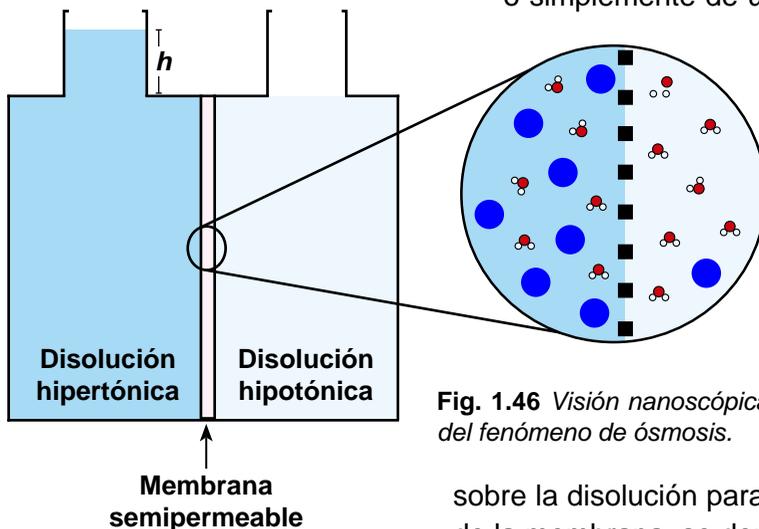


Fig. 1.46 *Visión nanoscópica del fenómeno de ósmosis.*

Si observamos la figura 1.45, la altura de la disolución concentrada en el tubo de la izquierda es mayor, que la de la disolución diluida en el tubo de la derecha, la cual se encuentra definida como altura h . A este exceso de presión hidrostática, se le llama presión osmótica.

A la presión que se debe aplicar sobre la disolución para evitar el paso del disolvente a través de la membrana, se denomina también presión osmótica.

La ósmosis es un fenómeno biológico importante para la fisiología celular de los seres vivos, el agua se distribuye entre las células de los diferentes tejidos mediante este mecanismo, haciendo posible el intercambio entre agua y nutrientes. Algunos materiales como el celofán o membranas celulares como la vejiga, son semipermeables y se pueden utilizar en el laboratorio para recrear el fenómeno de la ósmosis.

Por ejemplo:

Las células sanguíneas como los glóbulos rojos, poseen una membrana semipermeable, la cual permite el paso de agua hacia el interior de la célula, pero impide el paso de moléculas o iones de mayor tamaño que el agua. Sin embargo, así como entran las moléculas del disolvente a través de la membrana semipermeable, también pueden salir.

Caso 1: ¿Qué pasa con los glóbulos rojos si se colocan en una disolución hipotónica?

Una disolución es hipotónica respecto a otra, si tiene una presión osmótica menor a la disolución más concentrada. Por tanto, si la disolución es hipotónica respecto al fluido intracelular, el agua entrará al glóbulo rojo y puede provocar su ruptura (hemólisis).

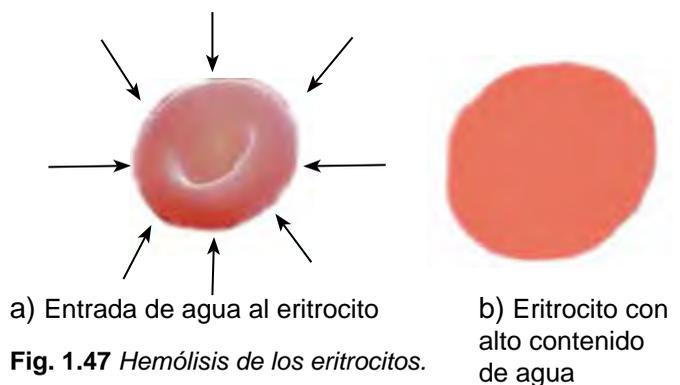


Fig. 1.47 *Hemólisis de los eritrocitos.*

Caso 2: ¿Qué pasa con los glóbulos rojos si se colocan en una disolución hipertónica?

Una disolución es hipertónica respecto a otra, si tiene una presión osmótica mayor a la disolución menos concentrada. En este caso, si se colocan los glóbulos rojos en una disolución hipertónica respecto al fluido intracelular, el agua saldrá del glóbulo rojo, provocando un arrugamiento o contracción del mismo. A este fenómeno se le conoce como crenación.

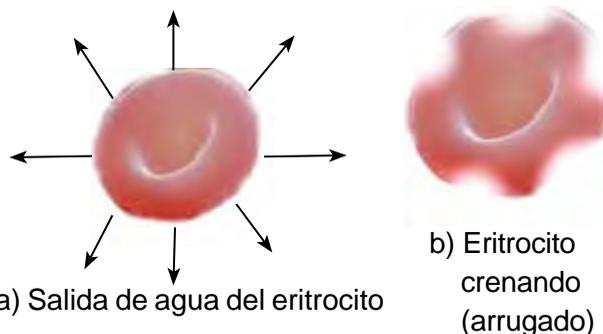


Fig. 1.48 Crenación de los eritrocitos.

La presión osmótica de una disolución se representa con la letra griega π , es la presión que se requiere para detener la ósmosis, esta presión depende de la temperatura y de la concentración de la disolución, y está dada por la ecuación de Van't Hoff, donde:

π = presión osmótica n = número de moles de soluto
 T = temperatura (Kelvin) V = volumen
 R = constante gral. de los gases (0.08205746 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹)

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

Según Van't Hoff, el soluto en disolución diluida se comporta como un gas y la ley es similar a la ecuación general de los gases.

Si el volumen de la disolución se expresa en litros, la ecuación anterior se modifica de la siguiente manera:

$$\pi = MRT$$

Dónde:

π = presión osmótica M = molaridad
 T = temperatura R = constante gral. de los gases

Por ejemplo:

Se desea conocer la presión osmótica de una disolución de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁), que tiene una concentración 0.04 M, a una temperatura de 25°C.

Estrategia de solución:

a) Para resolver el problema se utiliza la siguiente ecuación: $\pi = MRT$

$$\pi = \frac{0.04 \text{ moles de sacarosa}}{1 \text{ L}} \times \frac{(0.08205746 \text{ atm.L.}) (273.15 + 25 \text{ °C})}{\text{mol.K}} = 0.9786 \text{ atm}$$

Por ejemplo:

¿Qué presión osmótica ejercerá una disolución acuosa de sacarosa al 30 %, si se encuentra a una temperatura de 25 °C (masa molar 342 g/mol)?

Estrategia de solución:

a) Para resolver el problema es necesario convertir el porcentaje en masa a concentración molar.

Considerando que en una disolución al 30 %, se tienen 300 g de sacarosa en 700 mL de agua

$$n = \frac{300 \text{ g de sacarosa}}{342.296 \text{ g/mol}} = 0.8764 \text{ moles de sacarosa}$$

De la fórmula $M = \frac{n}{V}$ $M = \frac{0.8764 \text{ moles de sacarosa}}{0.7 \text{ L}} = 1.2520 \text{ moles/L}$

b) Ahora sí, estamos en posibilidades de calcular la presión osmótica de la disolución.

$$\pi = MRT$$

$$\pi = \frac{1.2520 \text{ moles de sacarosa}}{1 \text{ L}} \times \frac{(0.08205746 \text{ atm}\cdot\text{L}) (273.15 + 25 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ K}}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 30.6319 \text{ atm}$$

Por ejemplo:

Si se disuelven 5 g de sacarosa (masa molar 342.296 g/mol) hasta formar 1000 mL de disolución a una temperatura de 30 °C. ¿Cuál es la presión osmótica que ejercerá esta disolución?
Estrategia de solución:

a) Para resolver el problema se necesita determinar la concentración molar de la disolución y utilizar las siguientes ecuaciones:

$$\pi = MRT \qquad M = \frac{n}{V} \qquad n = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa molar}}$$

b) Para calcular la molaridad, primero se determina el número de moles de sacarosa, dividiendo la masa en gramos de sacarosa entre su masa molar 342.296 g/mol.

$$n = \frac{5 \text{ g de sacarosa}}{342.296 \text{ g/mol}} = 0.0146 \text{ moles de sacarosa}$$

De la fórmula $M = \frac{n}{V}$ $M = \frac{0.0146 \text{ moles de sacarosa}}{1 \text{ L}} = 0.0146 \text{ moles/L}$

c) Ahora sí, estamos en posibilidades de calcular la presión osmótica de la disolución.

$$\pi = MRT$$

$$\pi = \frac{0.0146 \text{ moles de sacarosa}}{1 \text{ L}} \times \frac{(0.08205746 \text{ atm}\cdot\text{L}) (273.15 + 30 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ K}}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 0.36318 \text{ atm}$$

Es importante tener en cuenta que cuando el soluto es un electrólito, las propiedades coligativas de la disolución se verán incrementadas debido a que los electrólitos se disocian formando iones y, por tanto, ocupan más espacio que podrían ocupar las moléculas del disolvente. Esta corrección de la propiedad se conoce como factor de Van't Hoff y se representa con una i .

$$\pi = MRT \cdot i$$

Por ejemplo:

Una disolución de NaCl que se utiliza como suero fisiológico tiene una concentración de 0.15 molar. Calcule la presión osmótica de esta disolución a la temperatura normal del cuerpo (37°C).
Estrategia de solución:

a) Para resolver el problema se utiliza la siguiente ecuación y el valor de i que es igual a 2, corresponde al número de iones formados. $\pi = MRT \cdot i$

$$\pi = \frac{0.15 \text{ moles de NaCl}}{1 \text{ L}} \times \frac{(0.08205746 \text{ atm}\cdot\text{L}) (273.15 + 37 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ K} (2)}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 7.635 \text{ atm}$$

Conozca más...

Diálisis peritoneal y hemodiálisis

La diálisis es un proceso que se utiliza en medicina para purificar un sistema coloidal como la sangre, retirando sustancias dañinas cuando los riñones no lo pueden hacer, como iones o pequeñas moléculas. Hay dos tipos de diálisis, la peritoneal y la hemodiálisis. La diálisis peritoneal consiste en colocar un catéter en la cavidad abdominal, en la membrana llamada peritoneo que cubre las paredes del abdomen, la cual se llena con un líquido limpiador (disolución de diálisis).

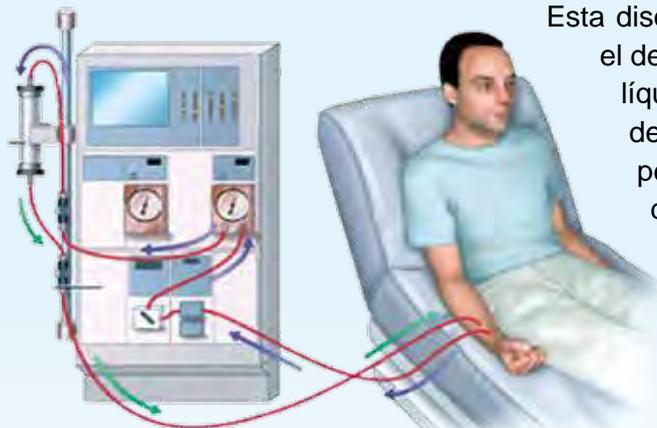


Fig. 1.49 Hemodiálisis. <http://nghiepvuy.medinet.gov.vn>

Esta disolución contiene un tipo de azúcar que saca el desecho y el líquido excedente. El desecho y el líquido pasan por los vasos sanguíneos a través del peritoneo hasta la disolución. Luego de un período de tiempo determinado, la solución y el desecho se drenan y se descartan.

La hemodiálisis es un procedimiento que se realiza para retirar los elementos tóxicos con un riñón artificial, se aplica en pacientes con insuficiencia renal, aunque también se puede usar para remover con rapidez drogas o sustancias tóxicas en situaciones agudas. La técnica consiste en hacer circular la sangre a través de filtros especiales por fuera del cuerpo. La sangre fluye a través de una membrana semipermeable (dializador o filtro), junto con disoluciones que ayudan a eliminar las toxinas. Esta técnica ha salvado la vida de innumerables personas con padecimiento de riñón, enfermedad que cada vez se vuelve un problema de salud pública para el país.

Esta técnica ha salvado la vida de innumerables personas con padecimiento de riñón, enfermedad que cada vez se vuelve un problema de salud pública para el país.

Conozca más...

La transpiración en los árboles

Por lo general se explica la subida del agua desde el suelo hasta las hojas de las plantas, como un fenómeno atribuido sólo a la capilaridad. Sin embargo, la ósmosis juega también un papel fundamental en este proceso. Por ejemplo, en las hojas de las plantas se pierde agua por transpiración, la cual ocurre a través de los estomas, esto provoca que la concentración de solutos en la hoja aumente generando un gradiente de presión, lo cual impulsa la subida del agua a través de las raíces, tallos y hojas.



Fig. 1.50 Transpiración en los árboles.

¿Sabías que...

los callos de lobina se preparan haciendo uso del proceso de ósmosis? La preparación de los callos de lobina, se inicia con los cortes del filete en pequeños trozos, los cuales se colocan en una bolsa que contiene solución salina (salmuera), enseguida se colocan en hielo o en el congelador durante unos minutos. Esto hace que se endurezca el callo y además provoque la salida de agua hacia la solución salina, ayudando a su endurecimiento.



Es aquí donde se da la relación del fenómeno de ósmosis con los callos de lobina. Sólo resta darles una suave lavada, agregarles limón y chile al gusto y deleitar este sabroso platillo estilo sinaloense.

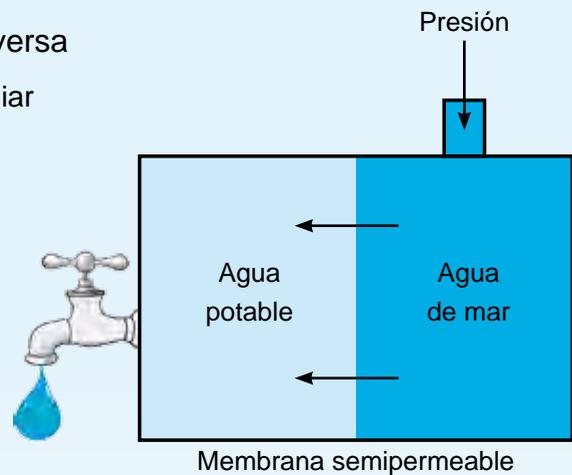
Conozca más...

Ósmosis inversa

El término ósmosis inversa es una palabra familiar para muchas personas pero que la gran mayoría desconoce su significado. La ósmosis es un proceso en el que las moléculas del disolvente se difunden a través de una membrana semipermeable, desde una disolución menos concentrada a otra de mayor concentración.

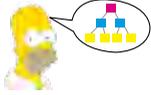
Cuando se aumenta la presión en la disolución de mayor concentración, se logra que el disolvente pase a través de la membrana semipermeable a la disolución de menor concentración. Este proceso es inverso a lo que ocurre en «situaciones normales», por ello, se le denomina ósmosis inversa.

La ósmosis inversa se ha venido utilizando en las plantas purificadoras de agua potable, pero empieza a encontrar utilidad en la desalinización de agua de mar para obtener agua potable, principalmente en aquellos pueblos cercanos al mar con problemas de sequía, desertificación y salinidad de sus suelos.

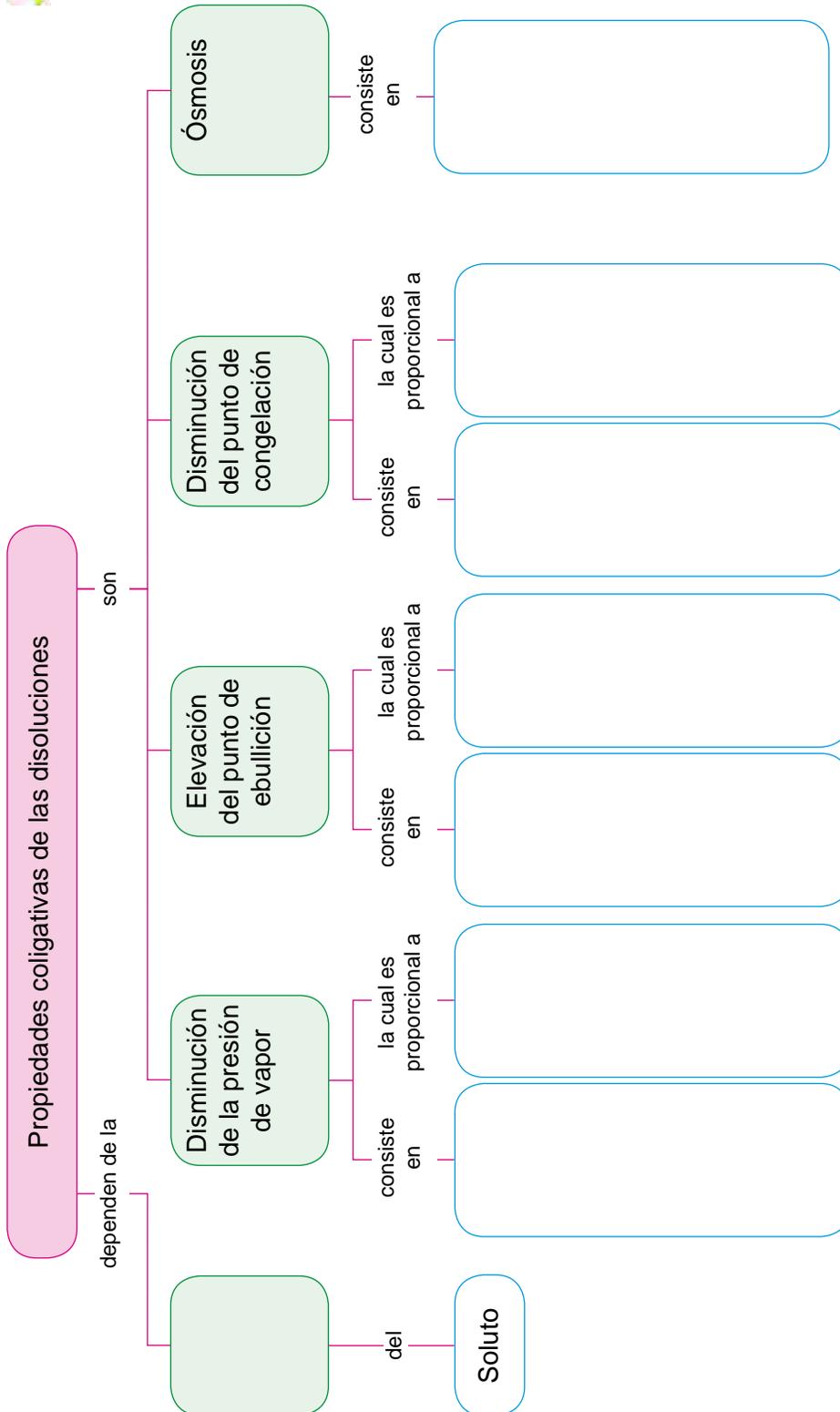


Procesamiento de la información

Actividad 1.75



En forma individual o colaborativa elabora un mapa conceptual con las ideas clave acerca de las propiedades coligativas abordadas hasta este momento.



Aplicación de la información

Actividad 1.76



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Existen muchos ejemplos que dan cuenta de la presencia de este fenómeno en la vida cotidiana. ¿Quién no ha observado que la naranja fresca al estar mucho tiempo a temperatura ambiente se enjuta, arruga o endurece su cáscara? Esto se debe a la pérdida de agua de la cáscara de la naranja, pero sólo bastaría con poner la naranja en agua para que recupere el agua perdida. ¿Cómo explicarías este fenómeno?

2. Los productores frutícolas generalmente utilizan cera para darle un recubrimiento a la fruta, ¿cuál es el propósito de tal acción?

3. Desde hace mucho tiempo, el hombre ha utilizado métodos para la conservación de alimentos, como la salmuera y el uso del azúcar, entre otros. ¿Cómo explicas el que las bacterias no puedan desarrollarse en alimentos salados o azucarados?

4. Un pepino encurtido se prepara colocándolo en salmuera, ¿por qué se arruga al estar en una disolución salina concentrada?

5. ¿Por qué las personas que sufren de presión alta deben ingerir poca o casi nada de sal?

6. ¿Existe alguna relación entre el fenómeno de ósmosis y la recomendación a personas de avanzada edad, de no consumir alimentos con bastante sal?

7. ¿Que presión osmótica medida en atmósferas ejercerá una disolución de una sustancia no electrólito que tiene una concentración 0,1 M a una temperatura de 20 °C?

8. Determina si se puede inyectar a una persona un suero glucosado que se preparò añadiendo 40 g de glucosa a 250 mL de disolución, si la presión osmótica de un adulto es de 7.7 atm a 37 °C.
-
-

Autoevaluación

Actividad 1.77



Autoevalúate argumentando cada una de las preguntas que se plantearon de inicio en la problematización.

Pregunta	Argumentación
1. La ósmosis, es el proceso fisicoquímico que consiste en el paso de las moléculas de agua, a través de una membrana semi-permeable, de una disolución menos concentrada a otra de mayor concentración.	
2. Una disolución inyectable es isotónica porque tiene la misma presión osmótica que la sangre, para evitar deformaciones de los glóbulos rojos.	
3. Una disolución hipotónica es aquella que tiene mayor concentración de soluto en el medio exterior en relación al medio interior que se encuentra separado por la membrana semipermeable.	
4. Una disolución hipertónica es aquella que tiene menor concentración de soluto en el medio exterior en relación al medio interior que se encuentra separado por la membrana semipermeable.	
5. Una naranja sumergida en agua aumenta su volumen y tamaño.	
6. Una zanahoria sumergida en una disolución salina, disminuye su tamaño.	

Subproductos de la unidad I

Mapa conceptual

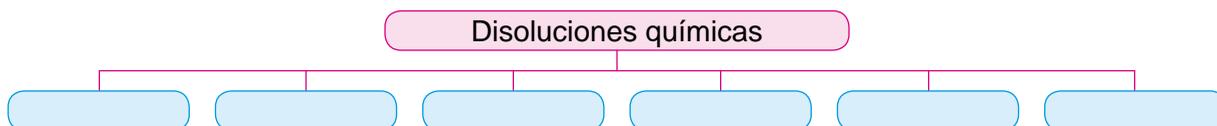
Propósito: elaborar un mapa conceptual en forma colaborativa donde se relacione y jerarquice las ideas clave del tema de disoluciones que se abordaron durante la unidad.

Un mapa conceptual es un organizador gráfico que expresa explícitamente las relaciones más relevantes entre un conjunto de conceptos, sobre un tema determinado. En él, los conceptos están conectados por palabras de enlace que ayudan a formar una proposición.

Nombre del estudiante: _____

Participantes del equipo: _____

Fecha: _____



Subproductos de la unidad I

Escrito reflexivo

Propósito: elaborar un escrito reflexivo donde valore la importancia de las disoluciones en todos los aspectos de la vida cotidiana, como en los procesos vitales, en los procesos industriales, así como el conocer con precisión la concentración del soluto disuelto en una disolución para algunos procesos de interés científico .

Un escrito reflexivo, es un texto donde el estudiante tiene la oportunidad de reflexionar y plasmar sus ideas, de forma responsable, coherente y crítica sobre una problemática del contexto.

Nombre del estudiante: _____

Participantes del equipo: _____

Fecha: _____

LA IMPORTANCIA DE LAS DISOLUCIONES EN LA VIDA COTIDIANA

Subproductos de la unidad I

Resolución de ejercicios

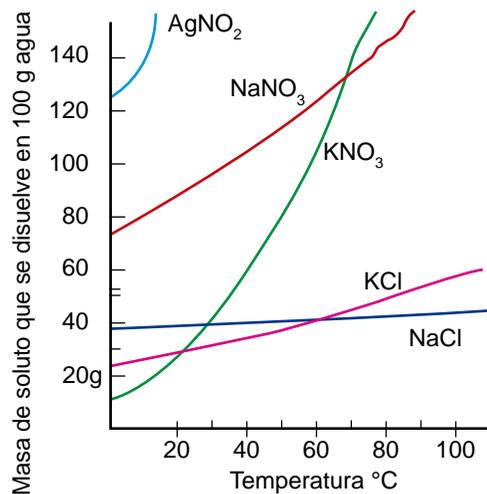
Propósito: resolver cada uno de los ejercicios planteados en la unidad.

La resolución de ejercicios es un subproducto en el cual se solicita a los estudiantes que desarrollen las soluciones adecuadas a una situación problemática, aplicando los algoritmos y procedimientos pertinentes. Este subproducto se desarrollará en cada unidad.

Solubilidad

1. En el siguiente gráfico, se muestran las solubilidades del NaNO_3 y del KNO_3 en agua (en g de soluto/100 g de agua) a distintas temperaturas (en $^{\circ}\text{C}$) Entonces, de acuerdo al gráfico se puede afirmar que:

- En el rango de 20 a 50 $^{\circ}\text{C}$ es más soluble el KNO_3 que el NaNO_3
- A 50 $^{\circ}\text{C}$, 200 mL de agua se saturan con 200 gramos de NaNO_3
- 100 mL de agua, saturada con NaNO_3 a 50 $^{\circ}\text{C}$ al enfriarla hasta los 20 $^{\circ}\text{C}$ precipitará 10 gramos de NaNO_3
- A 20 $^{\circ}\text{C}$ en 200 mL de agua se pueden disolver 60 gramos de NaNO_3



Gráfica de solubilidad de alguna sustancias

- En cada uno de los siguientes pares de sustancias, subraya cuál de ellas tiene mayor probabilidad de ser soluble en agua:
 - ciclohexano o glucosa
 - alcohol etílico o gasolina
 - ácido clorhídrico o metano
- La solubilidad del sulfato de manganeso monohidratado ($\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) en agua a 20 $^{\circ}\text{C}$ es de 70 g por 100 mL. Para una disolución acuosa 1.2 M de sulfato de manganeso (II) monohidratado a 20 $^{\circ}\text{C}$, determina la cantidad en gramos de esta sal y con base a los datos obtenidos concluye, si está saturada, insaturada o sobresaturada.

Porcentaje en masa y molaridad

- Linnus Pauling en 1970 sugirió que el ácido ascórbico (vitamina C) puede prevenir el resfriado común o al menos mitigar su severidad. La vitamina "C" ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) es hidrosoluble. Para una disolución que contiene 60 gramos de ácido ascórbico disuelto en 150 gramos disolución, calcula el % en masa y la molaridad de dicha disolución.

5. ¿Cuál es la masa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contenida en 1500 mL de una disolución 0.0250 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Masas atómicas: Ca=40.08; O=16; H=1.008 g/mol

Respuesta: 2.7786 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

6. Si una disolución acuosa al 2% (masa-volumen) de NaOH, tiene una densidad de 1 g/cm³ ¿Cuál será la concentración molar de esta disolución? Masa molar: 39.99 g/mol

Respuesta: 0.05 M

Propiedades coligativas

7. Determina cuántos gramos de sacarosa se deben agregar a 750 gramos de agua, para dar una disolución cuya presión de vapor sea 1.5 mm de Hg menor que la del agua pura a 30 °C.

Respuesta: 705.8999 g de sacarosa

8. ¿Cuál es la presión de vapor a 30 °C, de una disolución de sacarosa que contiene 300 g de azúcar disueltos en 500 g de agua?

Respuesta: 30.3 mm de Hg

9. Determina la presión de vapor a 20 °C, de una disolución acuosa que contiene 150.07 g de urea, disueltos en 1.75 kg de disolvente.

Respuesta: 16.9636 mm de Hg

10. ¿Cuántos gramos de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se deben agregar a 552 g de agua para obtener una disolución cuya presión de vapor sea 2.0 mm de Hg menor que la del agua pura, a 20 °C? (La presión de vapor del agua a 20 °C es de 17.5 mm de Hg.)

Respuesta: 1353.26 g de sacarosa

11. Se prepara una disolución disolviendo 396 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 624 g de agua. ¿Cuál es la presión de vapor de esta disolución a 30 °C? (La presión de vapor del agua es de 31.8 mm de Hg a 30 °C.).

Respuesta: 30.7696 mm de Hg

12. ¿Cuántos litros del anticongelante etilenglicol [$\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$] se deben agregar al radiador de un automóvil que contiene 6.50 L de agua, si la temperatura invernal más baja en la región es de -2.0 °C? Calcule el punto de ebullición de esta mezcla agua-etilenglicol. (La densidad del etilenglicol es de 1.11 g/mL.)

Respuesta: 0.3908 L; $T_e = 100.5591$ °C

13. Calcula el aumento de la temperatura de ebullición y la disminución del punto de congelación de una disolución constituida por 200 g de tolueno disueltos en 900 g de benceno.

Respuesta: $T_e = 86.20$ °C; $T_c = -6.8489$ °C

14. Un hidrocarburo obtenido de la hulla es el antraceno, cuya fórmula empírica es C_7H_5 . Para determinar su fórmula molecular se disuelve 1 g de antraceno en 60 g de benceno. La temperatura de ebullición de la disolución es de 80.26 °C. Calcula la masa molar y la fórmula molecular del antraceno.

Respuesta: Masa molar = 263.712 g/mol; fórmula molecular $\text{C}_{21}\text{H}_{15}$

15. Una disolución acuosa contiene el aminoácido glicina ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$). Suponiendo que el ácido no se ioniza en el agua, calcule la molalidad de la disolución si se congela a $-1.1\text{ }^\circ\text{C}$.

Respuesta: $0.5914\text{ }m$

16. Una disolución que contiene 52.9 g de un compuesto, disuelto en 300 g de benceno, tiene una temperatura de congelación $4.3\text{ }^\circ\text{C}$ bajo cero. Calcula la masa molar del compuesto.

Respuesta: 9195 g/mol

17. Para comprobar si un sólido en polvo de color blanco, obtenido de un decomiso, era cocaína ($\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4$), un criminalista disolvió 1.5 g de dicho polvo en 25 g de benceno. El punto de congelación de la disolución fue de $4.49\text{ }^\circ\text{C}$. ¿Consideras que era cocaína?

Respuesta: La molalidad a partir de la fórmula es igual a 0.1973, deduzca si es cocaína o no.

18. ¿Cuántos litros de etilenglicol tienes que ponerle a un radiador de 6 L de capacidad, si la temperatura más fría que se alcanza en la región es de $5\text{ }^\circ\text{C}$ bajo cero? La densidad del etilenglicol es de 1.11 g/mL .

Respuesta: 0.7389 L de etilenglicol

19. Calcular el punto de congelación de una disolución que contiene 8g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 100 g de agua. $K_c=1.86\text{ }^\circ\text{C}/m$: Masa atómica: $\text{C}=12.01\text{ g/mol}$

Respuesta: $-0.4347\text{ }^\circ\text{C}$

20.Cuál es la presión osmótica (en atm) de una disolución acuosa de urea [$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$] 1.36 M a $22.0\text{ }^\circ\text{C}$?

Respuesta: 32.8984 atm

21. Una disolución de 2.50 g de un compuesto, cuya fórmula empírica es $\text{C}_6\text{H}_5\text{P}$, en 25.0 g de benceno se congela a $4.3\text{ }^\circ\text{C}$. Calcule la masa molar del soluto y su fórmula molecular.

Respuesta: Masa molar = 426.6757 g/mol ; fórmula molecular $\text{C}_{24}\text{H}_{20}\text{P}_4$

22. Una disolución que contiene 0.8330 g de un polímero de estructura desconocida en 170.0 mL de un disolvente orgánico mostró una presión osmótica de 5.20 mm de Hg a $25\text{ }^\circ\text{C}$. Determine la masa molar del polímero.

Respuesta: $1.75 \times 10^4\text{ g/mol}$

23. ¿Cuáles son los puntos normales de congelación y de ebullición de las siguientes disoluciones?

a) 21.2 g de NaCl en 135 mL de agua

Respuesta: $T_e = 102.042\text{ }^\circ\text{C}$; $T_c = -7.304\text{ }^\circ\text{C}$

b) 15.4 g de urea en 66.7 mL de agua

Respuesta: $T_e = 101.9989\text{ }^\circ\text{C}$; $T_c = -7.15\text{ }^\circ\text{C}$

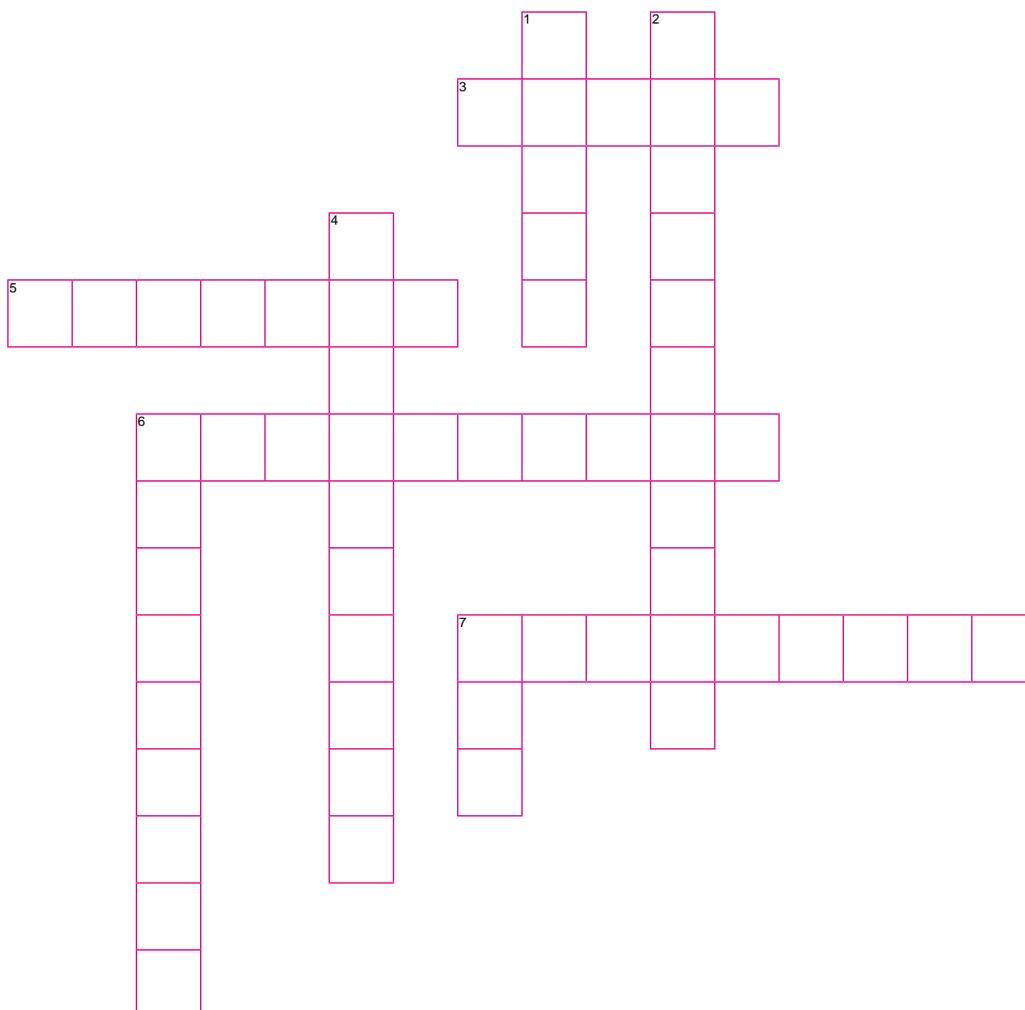
24. Una disolución de NaCl a 0.86% en masa se denomina “suero fisiológico” porque su presión osmótica es igual a la de la disolución de las células sanguíneas. Calcule la presión osmótica de esta disolución a la temperatura normal del cuerpo (37 °C). Observe que la densidad de la disolución salina es de 1.005 g/mL.

Respuesta: 37.15 atm

25. Las presiones osmóticas de las disoluciones A y B son de 2.4 atm y 4.6 atm, respectivamente, a cierta temperatura. ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de A y B, a la misma temperatura?

Respuesta: 3.5 atm

26. Resuelve el siguiente crucigrama relacionado con las propiedades coligativas. El presente crucigrama lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recurso-seducativos/3456836/propiedades_coligativas.htm



Horizontales

3. Cuando las moléculas de un líquido tienen la energía suficiente para vencer la presión atmosférica, se dice que pasa a la fase de _____
5. Se denomina así al proceso fisicoquímico que se presenta cuando las moléculas de agua, se difunden a través de una membrana semipermeable desde una disolución de menor concentración a otra de mayor concentración.
6. La presión de vapor de una disolución siempre será menor que la presión de vapor del _____
7. En la determinación de las propiedades coligativas, el tipo de concentración que mayormente se utiliza es la _____

Verticales

1. El punto de ebullición de una disolución siempre será (mayor o menor) que el del disolvente puro.
2. Son propiedades que dependen del número de partículas de soluto presentes en la disolución.
4. A la disolución que tiene una presión osmótica menor que la disolución de mayor concentración, se dice que es _____
6. El punto de congelación del agua (disminuye o aumenta) al agregar un soluto.
7. Para que el punto de congelación del agua disminuya $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}$, se debe disolver en un kilogramo de agua, un _____ de soluto.

Producto integrador de la unidad I

Reporte de avance del proyecto de ciencia

Propósito: presentar el avance del proyecto de ciencia ante el grupo y compartir las experiencias acerca del desarrollo del proyecto, promoviendo la coevaluación entre los pares y la heteroevaluación.

UNIDAD II

Disoluciones ácidas, básicas y neutras



Introducción

Esta unidad tiene el propósito de promover en el estudiante la capacidad de calcular la acidez, basicidad o neutralidad de una disolución con base en las teorías ácido-base para explicar y valorar la importancia del pH en la vida cotidiana y en el cuidado del ambiente.

En un primer momento se identifica la acidez, basicidad o neutralidad de una disolución con base en sus propiedades macroscópicas y el uso de indicadores ácido-base.

En un segundo momento se analizan las propiedades nanoscópicas de las disoluciones ácidas y básicas con base a las teorías ácido-base de Arrhenius y en un tercer momento se analizan estas propiedades con base a la teoría de Brønsted y Lowry. En ambos procesos se utilizan estas teorías ácido-base para explicar la acidez o basicidad de una sustancia.

En un cuarto proceso se describen las reacciones de neutralización desde la teoría ácido-base de Arrhenius y Brønsted-Lowry, así como la resolución de problemas teóricos y prácticos relacionados con la titulación de neutralización de disoluciones ácidas y básicas. En este proceso se analiza la importancia de la neutralización en el tratamiento de las aguas residuales, antes de ser vertidas a los efluentes.

En el último proceso se revisa la importancia del pH en la vida cotidiana, en el cuidado de la salud y del ambiente. Así mismo se resuelven problemas teóricos y prácticos referidos a cálculos de pH y pOH.

COMPETENCIAS GENÉRICAS

ATRIBUTO	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
6.1 Selecciona, interpreta y reflexiona críticamente sobre la información que obtiene de las diferentes fuentes y medios de comunicación.	Valora de manera crítica la información que obtiene, interpreta y procesa.
7.3 Articula los saberes de diversos campos del conocimiento y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana.	Plantea alternativas que contribuyen al desarrollo natural y/o social de su contexto, recuperando las aportaciones de diversos campos disciplinares.
8.3 Asume una actitud constructiva al intervenir en equipos de trabajo, congruente con los conocimientos y habilidades que posee.	Valora el trabajo colaborativo, destacando constructivamente las ventajas y límites de trabajar en equipo.

COMPETENCIAS DISCIPLINARES EXTENDIDAS

ÁREA: CIENCIAS EXPERIMENTALES	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
1. Valora de forma crítica y responsable los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo de la ciencia y la aplicación de la tecnología en un contexto histórico-social, para dar solución a problemas.	Valora los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo del conocimiento científico relacionado con las sustancias inorgánicas y su aplicación tecnológica, planteando acciones preventivas que favorezcan el desarrollo sustentable.
2. Evalúa las implicaciones del uso de la ciencia y la tecnología, así como los fenómenos relacionados con el origen, continuidad y transformación de la naturaleza para establecer acciones a fin de preservarla en todas sus manifestaciones.	Analiza las implicaciones del uso del conocimiento científico relacionado con las sustancias inorgánicas y su aplicación tecnológica, planteando acciones preventivas que favorezcan el desarrollo sustentable.
3. Aplica la metodología apropiada en la realización de proyectos interdisciplinarios atendiendo problemas relacionados con las ciencias experimentales.	Aplica la metodología apropiada en la realización de proyectos inter o multidisciplinarios atendiendo problemas de las ciencias experimentales o del contexto, comunicando los resultados, en forma clara y coherente.
6. Confronta las ideas preconcebidas acerca de los fenómenos naturales con el conocimiento científico para explicar y adquirir nuevos conocimientos.	Confronta las ideas preconcebidas acerca de los fenómenos naturales con las evidencias teóricas y empíricas cuando explica y adquiere nuevos conocimientos.
9. Analiza la composición, cambios e interdependencia entre la materia y la energía en los fenómenos naturales, para el uso racional de los recursos de su entorno.	Analiza la composición, cambios e interdependencia entre la materia y la energía en fenómenos naturales de su entorno, mediante la fundamentación teórica y empírica.

Propósito de la unidad

Calcula la acidez, basicidad o neutralidad de una disolución con base en las teorías ácido-base para explicar y valorar la importancia del pH en la vida cotidiana y en el cuidado del ambiente.

Ácidos y bases: propiedades macroscópicas

- Identifica ácidos y bases a través de sus propiedades macroscópicas.
- Utiliza colorantes vegetales para identificar productos químicos de uso cotidiano como ácidos y bases en función de sus propiedades macroscópicas.
- Aprecia la utilidad de los colorantes vegetales para identificar sustancias y productos químicos de uso cotidiano.

Sensibilización

Actividad 2.1



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas acerca de la importancia de identificar sustancias y productos químicos por sus propiedades macroscópicas, como una manera de relacionar el conocimiento científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Los indicadores naturales y las propiedades macroscópicas

Lectura

Al inicio de la unidad, el profesor Miguel dejó como tarea identificar por equipos, qué materiales utilizados en el hogar presentan propiedades ácidas, básicas o neutras. Para resolver la tarea, Armando integró a sus compañeros de equipo con el fin de diseñar las estrategias necesarias y resolver esta situación problematizadora. En primer término, acordaron investigar en diversas fuentes, acerca de las características macroscópicas de ácidos y bases. Enseguida determinaron elaborar una lista con los productos y sustancias encontrados en casa y revisar el contenido indicado en cada una de las etiquetas.

Al siguiente día, se reunieron en casa de Armando para compartir y analizar la información obtenida. A Pedro que le había tocado indagar acerca de las propiedades macroscópicas de los ácidos, comentó que éstos tienen sabor agrio, al contacto con la piel producen quemaduras, son corrosivos y su pH es inferior a 7. Luis reportó sobre las propiedades



Fig. 2.1 Papel indicador de pH. <https://br.pinterest.com>

macroscópicas de las bases, tienen sabor amargo como el jabón, son resbaladizas al tacto, también al contacto con la piel producen quemaduras y son corrosivos, su pH es superior a 7. Lorena quien le tocó indagar acerca de las sustancias neutras, comentó que éstas tienen un pH igual a 7, por ello, se consideran neutras, es decir, ni ácidas, ni básicas. Entre ellas se encuentran la mayoría de las sales.

Con base a la información obtenida, el equipo elaboró una tabla donde organizó a los productos y sustancias, en ácidas, básicas y neutras. Todo iba muy bien, pero se necesitaba comprobar que la información contenida en la tabla fuera la correcta. Para ello, era necesario utilizar tiras de papel indicador para identificarlos. Sin embargo, el costo de las tiras es muy elevado, y decidimos elaborar nuestro propio papel indicador natural, el cual describiremos más adelante.

Problematización

Actividad 2.2



Explora tus conocimientos previos acerca de las propiedades coligativas y en especial la ósmosis y presión osmótica. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3456107/propiedades_macroscopicas.htm

- ¿Qué sustancias o productos se pueden clasificar como ácidos?

I. Bicarbonato de sodio	II. Muriático		
III. vinagre	IV. Sosa cáustica		
a) I y II	b) II y III	c) III y IV	d) I y IV
- ¿Qué sustancias o productos se pueden clasificar como básicos?

I. Bicarbonato de sodio	II. Muriático		
III. vinagre	IV. Sosa cáustica		
a) I y II	b) II y III	c) III y IV	d) I y IV
- ¿Cuál de las siguientes definiciones describe a un ácido?

I. Sustancias que al disolverse en agua aumentan la concentración de iones H^+	III. Sustancias corrosivas		
II. Sustancias con sabor agrio			
a) I y II	b) II y III	c) I y III	d) I, II y III
- ¿Qué tienen en común un ácido y una base?

I. Son corrosivos	II. Son agrios		
III. Solubles en agua	IV. pH mayor a 7		
a) I y II	b) I y III	c) I y IV	d) II y IV
- El ácido clorhídrico es...

a) Compuesto	b) Elemento	c) Disolución	d) Suspensión
--------------	-------------	---------------	---------------
- ¿Con qué nombre común se le conoce al ácido clorhídrico?

a) Aceite de vitriolo	b) Muriático
c) Sosa cáustica	d) Cloruro de hidrógeno

7. Cuando una persona tiene agruras o malestar estomacal, ¿por qué utiliza bicarbonato de sodio? Porque...
- | | | | |
|--------------------|---------------------|-----------|-------------|
| I. Burbujea | II. Neutraliza | | |
| III. Aumenta el pH | IV. Disminuye el pH | | |
| a) I y II | b) I y III | c) I y IV | d) II y III |
8. ¿Cuáles de las siguientes propiedades NO corresponde a una base?
- | | | | |
|-------------------------|------------------------|--------|-------|
| I. Fuertemente cáustico | II. Resbaloso al tacto | | |
| III. De sabor agrio | IV. De sabor amargo | | |
| a) I | b) II | c) III | d) IV |

Adquisición y organización de la información

Actividad 2.3



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las propiedades macroscópicas de ácidos y bases.

Las palabras ácido y base son términos que escuchamos frecuentemente en nuestra vida cotidiana, pero cuando se nos pregunta, qué ácidos y bases conocemos y cuáles son las diferencias existentes entre ambos, encontramos cierta dificultad para expresarlo.

Nuestra experiencia puede ayudar a identificar qué productos químicos en el hogar presentan propiedades ácidas, básicas o neutras.

Por ejemplo:

Conocemos que algunas frutas como los limones, naranjas, mangos y guayabas, son ácidas y que contienen ácido cítrico. Que el vinagre, es una disolución diluida de ácido acético y que el ácido muriático que utilizamos para limpiar pisos, es el nombre comercial del ácido clorhídrico.

Cuando nos referimos a las bases o álcalis, el término no resulta ser tan familiar, aunque su uso en el hogar sea muy común.

Por ejemplo:

Los productos de limpieza como jabones, detergentes, limpiavidrios con amonio, bicarbonato de sodio y sosa cáustica usado como quitacochambre en la cocina, son básicos.

¿Qué propiedades macroscópicas presentan las sustancias ácidas y básicas? Ya el equipo de Armando ha compartido algunas de estas propiedades las cuales es necesario complementar.

Propiedades macroscópicas de los ácidos:

- Tienen sabor agrio.
- Al contacto con la piel producen quemaduras.
- Son corrosivos.



- Cambian el color del papel tornasol de azul a rojo, con fenolftaleína son incoloros y con el indicador anaranjado de metilo, producen coloración roja.
- En disolución acuosa permiten el paso de la corriente eléctrica.
- Producen efervescencia al ponerse en contacto con metales como el zinc, aluminio, entre otros.
- Su pH es inferior a 7.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con las bases.

Las propiedades macroscópicas de las bases son:

- Tienen sabor amargo, como el jabón.
- Al tacto se sienten resbaladizas o jabonosas.
- Al contacto con la piel producen quemaduras.
- Son corrosivos.
- Cambian el color del papel tornasol de rojo a azul, con fenolftaleína viran a coloración rosa fucsia y con el indicador anaranjado de metilo, producen coloración amarilla.
- En disolución acuosa permiten el paso de la corriente eléctrica.
- Su pH es superior a 7.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con los ácidos.



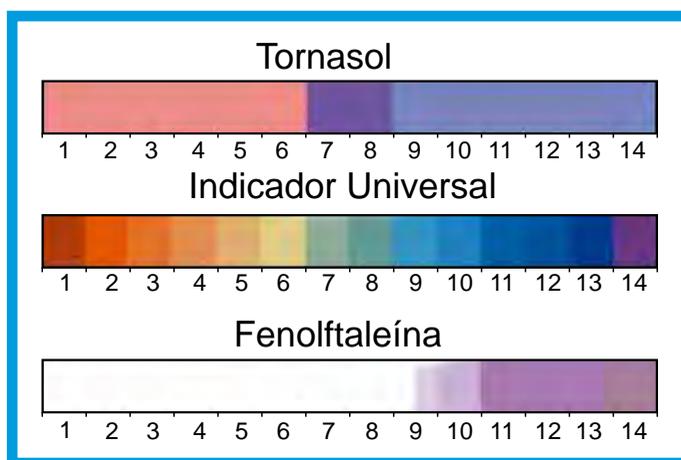
En secundaria conocimos que existen diversos indicadores que pueden ayudarnos en esta tarea.

Un indicador ácido-base es una sustancia que permite medir el pH de un medio.

El papel indicador de pH, permite mediante el vire de color, clasificar las sustancias como ácidas, básicas o neutras, así como también conocer el valor numérico de pH que le corresponde, de acuerdo al color que aparece al contrastarlo con una escala usada como testigo. El papel tornasol rojo o azul, es uno de los más utilizados en el laboratorio como indicador ácido-base. El

de color azul se torna de color rojo-anaranjado en contacto con sustancias ácidas, y el de color rojo se torna de color azul en contacto con compuestos básicos. Sin embargo, se utilizan más las disoluciones de indicador universal, fenolftaleína y anaranjado de metilo.

A continuación mostraremos una breve semblanza de la historia sobre los indicadores ácido-base. Si tenemos en cuenta que el conocimiento actual es producto de la construcción social, el conocer la historia sobre la construcción de ese conocimiento, se torna interesante.



Conozca más...

Robert Boyle y los indicadores químicos

Un poco de historia... que nos permitirá trasladarnos al siglo XVII, para ser más exactos a 1664, año en el que Robert Boyle publicó su obra "The Experimental History of Colours" libro en el que dió a conocer sus estudios sobre los indicadores ácido-base y sus aplicaciones prácticas. Boyle relata que al dejar caer jarabe de violetas sobre unas gotas de vinagre, éste se volvía de color rojo. Se inicia así, el reconocimiento de ácidos y bases a través de los cambios de color de extractos de plantas. A partir de Boyle, el cambio de color del jarabe de violetas, sirvió para indicar la presencia de un ácido; en ese momento se descubrieron los indicadores químicos. Años más tarde, Duclós llama "tornasol" (litmus), a un indicador extraído de líquenes, que le dio un gran resultado. Casi cien años después, James Watt (inventor de la máquina de vapor), descubre que con la lombarda (col morada) se produce uno de los mejores indicadores.

(Tomado de <http://www.heurema.com/QG/QG7/INDICADORESAB1.pdf>).

Conozca más...

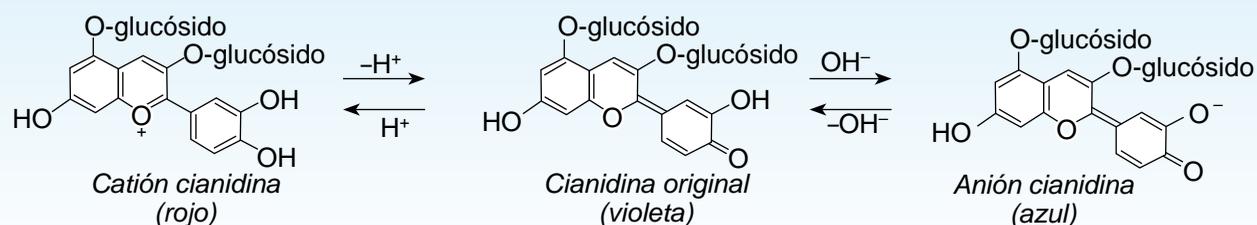
Las antocianinas y su implicación en la coloración de las plantas

Las antocianinas pertenecen al grupo químico denominado flavonoides que corresponde a una serie de pigmentos vegetales que son sustancias hidrosolubles, poseen grupos polifenólicos de bajo peso molecular. La hidrólisis de las antocianinas en medio ácido produce las agluconas coloridas o antocianidinas, generalmente representadas como cloruros, de las que se conocen tres tipos fundamentales: pelargonidina, cianidina y delphinidina, la diferencia principal se encuentra en el anillo lateral.

La mayoría de estos compuestos de origen natural se han obtenido ya por síntesis; parece ser que los más abundantes son los diglucósidos. Debido a su carácter anfótero pueden producir compuestos con los ácidos y con las bases. Los principales factores que influyen en el color de las flores se relacionan con la concentración de las antocianinas, su estado de agregación en disolución, los efectos de los valores de pH y la presencia o ausencia de copigmentos.

Las antocianinas son sustancias que presentan una variedad de tonalidades que van desde el rojo hasta el azul o morado. El color varía en función del pH y de su estructura, algunas presentan o muestran en pH ácido, el color rojo, en pH básico, el color azul y en pH neutro, incoloro. Estas sustancias existen en las plantas superiores, en todos los tejidos incluyendo hojas, tallos, raíces, flores, frutos y semillas.

Las reacciones que se proponen por los cambios de pH de las antocianinas se presentan en la figura (Cram y Hammond, 1969, citado por Domínguez, 1990).



2. ¿Cómo saber si una sustancia o producto químico es ácido, básico o neutro, sin necesidad de recurrir a su sabor?

3. Además de la col morada, ¿qué otros colorantes vegetales a tu alcance pueden ser utilizados como indicadores ácido-base?

4. ¿Qué es un indicador ácido-base?

5. Después de leer la lectura de conozca más acerca de las antocianinas, explique a qué se debe el cambio de color en el indicador al colocarlo en una sustancia ácida o básica.

6. ¿Tiene alguna importancia en la vida cotidiana el conocer si un producto es ácido, básico o neutro?

7. ¿Qué indicadores se utilizan en el laboratorio que no son del tipo casero como los que se han mencionado en la información?

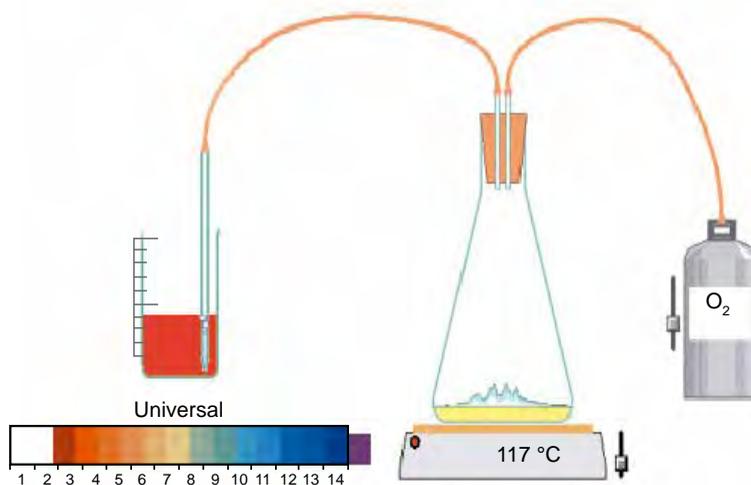
Aplicación de la información

Actividad 2.5



En forma individual o colaborativa responde al siguiente cuestionamiento:

Al calentar un matraz Erlenmeyer en cuyo interior se encuentra azufre en polvo en presencia de oxígeno, se forma una sustancia gaseosa, que al reaccionar con el agua forma una nueva sustancia.



a) ¿Qué sustancia gaseosa se forma inicialmente?

Verbal: Azufre + oxígeno \longrightarrow

Simbólico:

b) ¿Qué sustancia se forma cuando reacciona la sustancia gaseosa con el agua?

Verbal:

Simbólico:

c) ¿Cómo determinar la acidez o basicidad de la sustancia final que se produce cuando los gases pasan a través del agua?

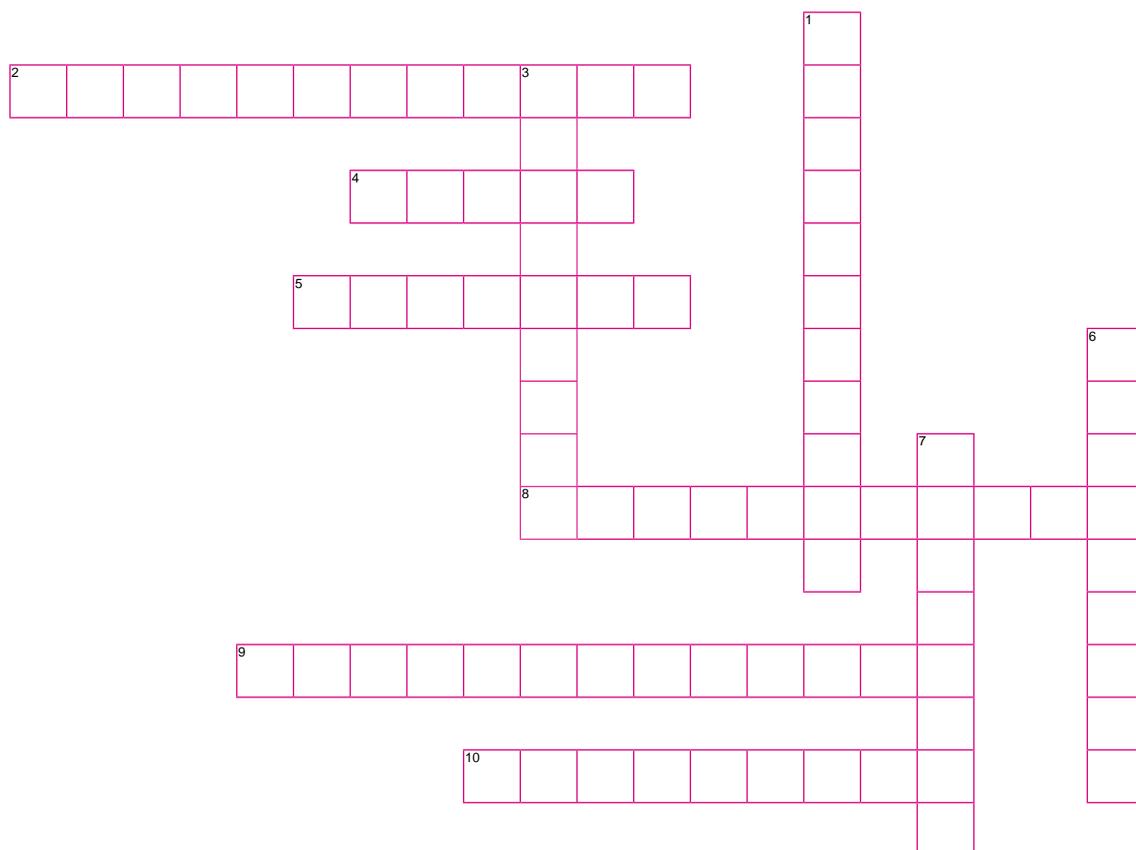


Autoevaluación

Actividad 2.6



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3462835/propiedades_macroscopicas.htm



Horizontales

2. Nombre del ácido que al ser diluido al 4% en agua, forma el vinagre.
4. El sabor agrio es una característica macroscópica que nos permite identificar a una sustancia...
5. El cambio de color rojo a azul en el papel tornasol, es una propiedad macroscópica que nos permite identificar sustancias...
8. Científico del siglo XVII que definió e identificó a los ácidos y bases por sus propiedades macroscópicas.
9. Indicador utilizado para identificar sólo a las bases cuyo vire se da en el intervalo de pH 8.2-10, y su color característico es rosa fucsia.
10. Nombre común del ácido utilizado para eliminar el sarro en el hogar.

Verticales

1. Nombre común que se utiliza para denominar a la sustancia básica utilizada en limpieza de objetos metálicos, como odorizante y como antiácido en el hogar.
3. Término que se utiliza para designar a la sustancia que al colocarse en un medio ácido o básico, cambia de color.
6. Científico creador de la máquina de vapor que descubrió que la col morada es uno de los mejores indicadores naturales ácido-básico.
7. El médico francés Duclós, obtuvo este indicador a partir de líquenes, cuya coloración es roja en medio ácido y azul en medio básico.

Teoría ácido-base de Arrhenius

- Define la teoría ácido-base de Arrhenius para explicar la acidez o basicidad de una sustancia con base a los procesos de disociación e ionización.
- Utiliza la teoría ácido-base de Arrhenius para explicar la acidez o basicidad de una sustancia con base a los procesos de disociación e ionización.
- Valora la importancia del conocimiento de las teorías ácido-base para explicar la acidez o basicidad de una sustancia.

Sensibilización**Actividad 2.7****Propósito**

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de utilizar la teoría ácido-base para explicar la acidez o basicidad de una sustancia, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

Los ácidos y bases un poco de historia...**Lectura**

En sesiones anteriores el maestro Miguel y sus alumnos definieron a los ácidos y bases en función de sus propiedades macroscópicas. Por ejemplo, el equipo de Armando explicó como los ácidos se definen como sustancias de sabor agrio, que cambian el papel tornasol azul a rojo y producen efervescencia cuando reaccionan con metales activos. Asimismo, que las bases se definen como sustancias de sabor amargo y resbalosas (untuosas), que cambian el papel tornasol rojo a azul. El maestro Miguel explicó que Robert

Boyle en 1664 fue uno de los primeros en afirmar que los colores son indicadores de propiedades “internas” de las sustancias y utilizó el cambio de color de un indicador natural como referencia para identificar a los ácidos y bases. Sin embargo, aclaró que desde antes de la propuesta de Robert Boyle, los términos ácido y base, ya eran comunes en la antigüedad, por ejemplo, la palabra ácido, del latín *acidus*, significa agrio, nombre que se utilizaba para referirse al vinagre, el cual era obtenido en la fermentación del jugo de frutas, especialmente de uvas, que al obtener vino y dejarlo agriar, se formaba el vinagre de uva. Asimismo la palabra álcali (base), proviene del árabe *al-qaly*, cuyo significado es “cenizas de plantas”, se utilizó para designar a cualquier sustancia que presentaba propiedades alcalinas.



Fig. 2.2 Robert Boyle. <https://commons.wikimedia.org>

La disertación histórica del maestro Miguel tenía al grupo tan interesado, que el paso del tiempo ni se sintió. Aprovechó para explicar que las propiedades de ácidos y bases revisadas hasta el momento, sólo se justifican en términos fenomenológicos o macroscópicos, e invitó al grupo a indagar sobre la evolución histórica del concepto de ácidos y bases. Cada equipo asumió su tarea, a Cinthya le tocó representar al equipo 2, cuyo trabajo se centró en investigar el siglo XVIII, donde encontraron que en 1777 Antonio Lorenzo Lavoisier defendió la idea de que todos los ácidos contenían oxígeno, nombre que él mismo propuso para este elemento, y que proviene de las raíces griegas *oxys*=ácido y *gonos*=productor, “formador de ácidos”. Cinthya concluyó que esta idea errónea, prevaleció durante mucho tiempo. No obstante, Lavoisier se dio cuenta de tal error, ya que al intentar obtener oxígeno de cualquier ácido, fracasó, cuando experimentó con el ácido muriático.



Fig. 2.3 Antonio L. Lavoisier. <https://upload.wikimedia>.

El equipo 3 representado por Isabel le tocó investigar sobre la evolución histórica del concepto de ácidos y bases en el siglo XIX, el equipo resaltó la aportación de Sir Humphry Davy quién en 1812, demostró experimentalmente que el ácido muriático está constituido solo por hidrógeno y cloro, esto lo llevó a afirmar que, “todos los ácidos contienen hidrógeno”. Isabel concluyó que no obstante, que Davy demostró que el hidrógeno es el constituyente fundamental de los ácidos, y que Lavoisier se había equivocado en su definición, se conservaron ambos nombres para el hidrógeno y el oxígeno. En 1830 este cambio en la definición de los ácidos fue respaldado por Justus von Liebig, quien amplió el concepto a los ácidos orgánicos, al afirmar que los ácidos contienen hidrógeno.



Fig. 2.4 Humphry Davy. <https://commons.wikimedia.org>



Fig. 2.5 Justus von Liebig. <https://upload.wikimedia>.

Al finalizar la sesión, el maestro Miguel hizo una recapitulación y concluyó que casi al terminar el siglo XIX, Svante August Arrhenius desarrolló otra teoría ácido-base en la que definió a los ácidos y bases en función de la composición y estructura molecular de estas sustancias, la cual nos dijo, será objeto de análisis en esta sesión.

Problematización

Actividad 2.8



Explora tus conocimientos previos acerca de la teoría ácido-base de Arrhenius. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3456801/teoria_acido_base_de_arrhenius.htm

Pregunta	F	V
1. Un ácido desde la teoría de Arrhenius se define como toda aquella sustancia que libera iones hidrógeno (H^+)		
2. El siguiente conjunto de sustancias son todas básicas desde la teoría de Arrhenius: $NaOH$, $NaHCO_3$, NH_3 .		
3. Desde la teoría de Arrhenius una base se define como una sustancia aceptora de electrones.		
4. El siguiente conjunto de sustancias son todas ácidas desde la teoría de Arrhenius: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .		
5. El siguiente conjunto de sustancias son todas básicas desde la teoría de Arrhenius: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$.		

Adquisición y organización de la información

Actividad 2.9



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la teoría ácido-base de Arrhenius.

Teoría ácido-base de Arrhenius

Es hasta fines del siglo XIX cuando se empieza a definir a los ácidos y a las bases, en función de sus propiedades submicroscópicas. El primero en correlacionar estas propiedades con la composición y estructura molecular, fue Svante August Arrhenius (1859-1927). Su propuesta estaba respaldada en los resultados de sus investigaciones experimentales realizadas con sustancias electrolíticas.

Arrhenius fue un científico sueco, quien en 1884 presentó en su tesis de doctorado la teoría de la disociación electrolítica, con la cual explicaba cómo las disoluciones de ciertos compuestos pueden conducir la electricidad. En dicha teoría consideraba que las moléculas de los electrolitos (ácidos, bases y sales) se disocian en dos o más iones, es decir átomos o grupos de átomos con carga eléctrica, estos iones tienen movilidad, de ahí el carácter conductor de la disolución. El comportamiento de los ácidos lo vinculó con la presencia



Fig. 2.6 Svante August Arrhenius.
<https://media.gettyimages.com>

de iones H^+ (iones hidrógeno) en disolución acuosa y el de las bases con la presencia de iones OH^- (iones oxhidrilo o hidróxido).

Su teoría fue fuertemente criticada por el jurado académico, quienes concedieron poca importancia a su trabajo, tanto, que le aprobaron su tesis con la calificación más baja.

Los detractores de la teoría de Arrhenius consideraban que su teoría era errónea, pues los iones sodio, Na^+ debían tener las mismas propiedades del sodio metálico. Dejemos que sea el mismo Arrhenius quien lo relate:

Recuerdo cuando fui a mi profesor, Clive, al que admiraba mucho, y le dije: “Tengo una nueva teoría de la conductividad eléctrica debida a las reacciones químicas”. Él me contestó: *Es muy interesante, y añadió: adiós. Por aquel entonces se emitían muchas hipótesis, que resultaban ser falsas, y el buen hombre estaba cansado de oír una más.*

“Tuve que vencer serias objeciones a mi teoría. La naturaleza de las objeciones la puedo ilustrar considerando lo que mi teoría prevé acerca de la sal (NaCl) disuelta. El NaCl se disocia en agua, formando iones Na^+ . Igualmente el cloro libre (Cl_2) es un veneno fuerte, mientras que la sal disuelta se ingiere normalmente con los alimentos e incluso ayuda a la digestión, porque está como iones Cl^- . Me costó mucho convencerles de que las propiedades de los átomos y de los iones son muy diferentes.”

Recuperado de: <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/HistoriaCiencia/>

Según Arrhenius, los iones Na^+ y Cl^- en nada se parecen al sodio, Na, que es muy reactivo en el agua, ni al cloro, Cl_2 de gran toxicidad, frente al carácter inocuo de esta disolución salina.

No obstante, investigadores extranjeros como Ostwald, Boltzmann y van't Hoff reconocieron su teoría, y le ofrecieron su apoyo. En 1903, su entrega y perseverancia se vieron coronados al ser galardonado con el Premio Nobel de Química, por sus aportes al desarrollo de la química, con la teoría que una vez se le consideró no satisfactoria para una tesis doctoral.

La teoría de Arrhenius define a los ácidos y a las bases de la siguiente manera:

Ácido

Sustancia que se ioniza en agua para formar iones H^+ (iones hidrógeno).

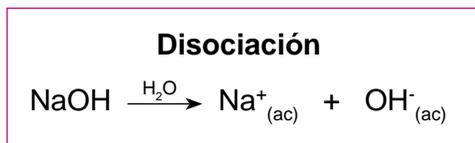
Son ácidos para Arrhenius: HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , HBr, HF, H_2CO_3 , entre otros.



Base

Sustancia que se disocia en agua para formar iones OH^- (iones oxhidrilo).

Son bases para Arrhenius: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, LiOH, entre otros.



En la teoría de Arrhenius se distinguen los ácidos fuertes de los ácidos débiles.

Un ácido fuerte es aquel que se ioniza en un gran porcentaje en el agua, incluso en disoluciones bastante concentradas.

Por ejemplo:

Son ácidos fuertes, el ácido nítrico, (HNO_3), el ácido perclórico (HClO_4), el ácido clorhídrico (HCl), el ácido bromhídrico (HBr), el ácido yodhídrico (HI), el ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Un ácido débil es aquel que se ioniza en porcentaje muy bajo en el agua.

Por ejemplo:

Son ácidos débiles, el ácido acético (CH_3COOH), el ácido carbónico, (H_2CO_3), el ácido bórico (H_3BO_3) y el ácido fosfórico (H_3PO_4), que es ligeramente moderado.

Los ácidos y las bases que generalmente conoces desde la secundaria, son del tipo de Arrhenius. Sin embargo, esta teoría presenta ciertas limitaciones para clasificar a un buen número de sustancias como ácidos y bases.

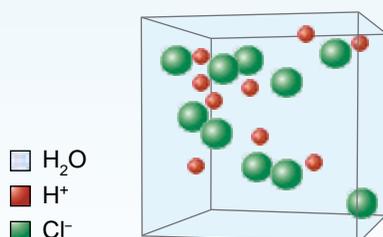
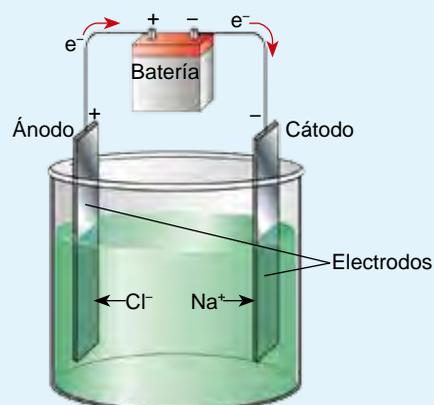
Conozca más...

Procesos de ionización y disociación

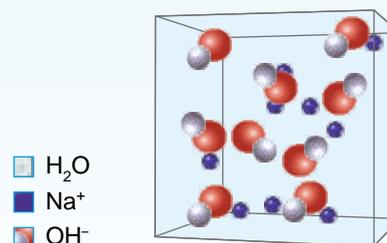
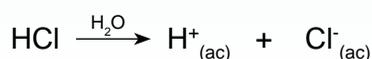
Los químicos de inicios del siglo XIX pensaban que los iones se producían por el paso de la corriente eléctrica. De ahí, el término electrólito que significa destruido por la electricidad. Fue S.A. Arrhenius quien al disolver sal en agua explicó que ésta se disocia en iones sin necesidad de utilizar la corriente eléctrica.

Un electrólito o electrolito es una especie química que disuelta o fundida conduce la corriente eléctrica. El término especie química se utiliza para referirse genéricamente a los átomos, moléculas, iones o radicales.

Cuando un electrolito se disuelve en agua, pueden presentarse dos procesos muy similares: ionización o disociación. Cuando la sustancia a disolverse, es covalente polar, se dice que se ioniza, porque se forman iones que antes no se encontraban presentes. En cambio, cuando se disuelve una sustancia iónica, se dice que se disocia, porque sólo se separan los iones que ya estaban presentes.



Ionización



Disociación



Actividad 2.10



Indaga cuáles fueron las ventajas y limitaciones de la teoría de Arrhenius.

Procesamiento de la información

Actividad 2.11



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

- ¿Qué nombre reciben los electrodos que se utilizan en un circuito eléctrico?

- ¿Cómo definir a un electrólito fuerte y a otro débil?

- Para Arrhenius, ¿qué es un ácido y una base?

- Utiliza una representación simbólica que te permita explicar cómo se ioniza el sulfuro de hidrógeno en el agua, para formar el ácido sulfhídrico.

- Del siguiente conjunto de sustancias, ¿cuáles corresponden a la definición de ácido de Lavoisier?

Sustancia	Fórmula	Ácido según Lavoisier
Ácido clorhídrico	HCl	
Ácido nítrico	HNO ₃	
Ácido sulfhídrico	H ₂ S	
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	
Ácido carbónico	H ₂ CO ₃	
Acido bromhídrico	HBr	
Ácido yodhídrico	HI	
Ácido perclórico	HClO ₄	

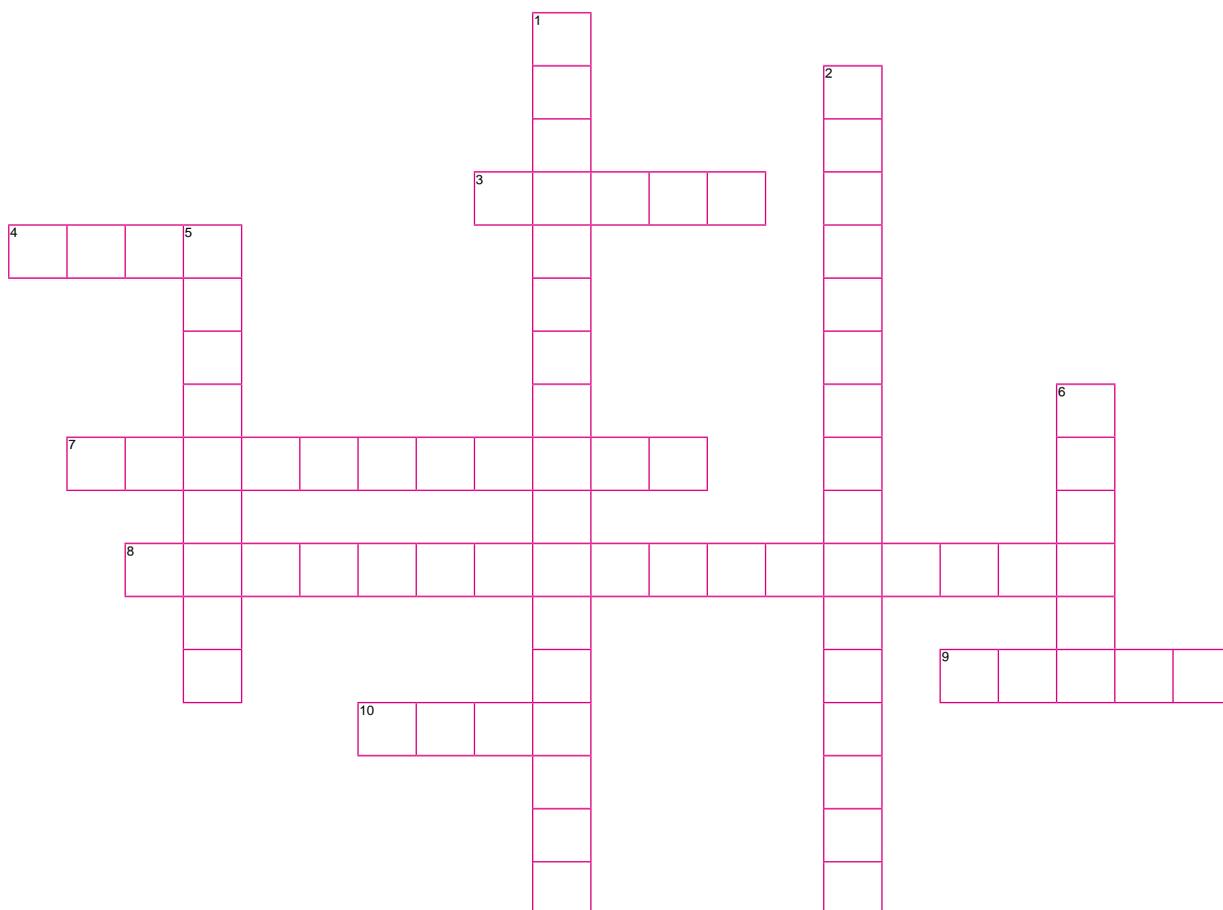


Autoevaluación

Actividad 2.13



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3462855/teoria_acido_base_de_arrhenius.htm



Horizontales

3. Sustancia que al ionizarse en agua forma iones hidrógeno H^+ .
4. Generador de corriente eléctrica continua, que utiliza la energía liberada en una reacción química.
7. Especie química que disuelta o fundida conduce la corriente eléctrica.
8. Se denomina así al conjunto de componentes eléctricos o electrónicos, conectados para generar, transportar o modificar señales eléctricas o electrónicas.
9. Electrodo positivo en una celda electrolítica.
10. Sustancia que al disociarse en agua, forma iones oxhidrilo OH^- (hidróxido).

Verticales

1. Sustancia ácida o básica que en disolución acuosa proporciona bastantes iones hidrógeno o hidróxido, lo que permite el paso de la corriente eléctrica.
2. Sustancia ácida o básica que al disolverse en agua proporciona pocos iones y por tanto, no permite una buena conducción de la energía eléctrica.
5. Científico sueco que en 1884, presentó en su tesis la teoría sobre la disociación electrolítica.
6. Es el electrodo negativo en un celda electrolítica.

Teorías ácido-base: Brønsted-Lowry

- Define la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry para explicar la acidez o basicidad de una sustancia, con base a la transferencia de protones.
- Utiliza la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry para explicar la acidez o basicidad de una sustancia con base a la transferencia de protones.
- Valora la importancia del conocimiento de las teorías ácido-base para explicar la acidez o basicidad de una sustancia.

Sensibilización

Actividad 2.14



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia del uso de las teorías ácido-base en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

El surgimiento de una nueva teoría ácido-base

Lectura

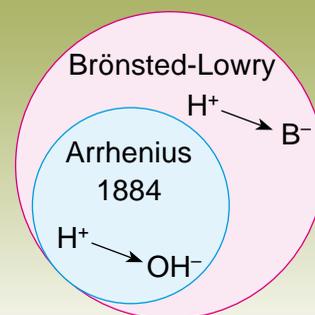
Cuando el maestro Miguel, nos comentó sobre la teoría ácido-base de Arrhenius, señaló los aciertos y limitaciones de dicha teoría, por ejemplo, a fines del siglo XIX ésta tenía una plena aceptación, puesto que había logrado definir a los ácidos y bases desde una concepción submicroscópica. Para Arrhenius, un ácido era aquella sustancia que en disolución, es capaz de liberar iones hidrógeno (H^+) y una base, aquella sustancia capaz de liberar iones oxhidrilos (OH^-).

Sin embargo, estas definiciones dejaban de lado a sustancias que sin liberar iones hidrógeno y oxhidrilos, se comportaban como ácidos y bases, respectivamente. Por ejemplo, ya se conocía en esa época, que al reaccionar el CO_2 con el agua, la disolución presentaba cierta acidez. Asimismo, se conocía que el amoníaco (NH_3) al reaccionar con el agua, su disolución presentaba un comportamiento básico. ¿Cómo definir al agua, como un ácido o una base? Eran muchas las interrogantes y pocas las respuestas. El maestro Miguel, fue enfático al señalar que la teoría de Arrhenius tenía sus propias limitaciones, y



Fig. 2.7 Johannes Nicolaus Brønsted y Thomas Martin Lowry.
<http://slideplayer.com>

no permitía dar explicación a este tipo de casos. Se presentaba aquí un problema a resolver, no es que la teoría de Arrhenius fuera errónea, sólo que era insuficiente para responder a todas las situaciones. Tuvieron que pasar algunos años, para que el avance científico permitiera el surgimiento de un nuevo paradigma, en las primeras décadas del siglo XX. Brønsted y Lowry fueron quienes de manera independiente dieron respuesta a estos cuestionamientos, planteando una nueva teoría ácido-base, que no eliminaba a la de Arrhenius, sino que la incorporaba a la nueva concepción.



Problematización

Actividad 2.15



Explora tus conocimientos previos acerca de la teoría de Brønsted-Lowry. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3456810/teoria_acido_base_de_bronsted.htm

Pregunta	F	V
1. Cuando al agua se le adiciona un ion hidrógeno (H^+) se forma el ion hidronio (H_3O^+).		
2. Un ácido desde la teoría de Brønsted-Lowry se define como aquella sustancia capaz de donar un protón, H^+ .		
3. Una base para Brønsted-Lowry es aquella especie capaz de donar un protón.		
4. El ion hidronio, es el ácido conjugado del agua.		
5. El ion cloruro es la base conjugada del $HCl_{(g)}$.		

Adquisición y organización de la información

Actividad 2.16



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con la teoría de Brønsted-Lowry.

En la sesión anterior conocimos que en la teoría de Arrhenius los ácidos sólo se restringen a las especies que contienen protones (H^+) y las bases a las que contienen (OH^-). Asimismo, el único disolvente a considerar era el agua.

En 1923, Johannes N. Brønsted (1879-1947), químico danés y Thomas M. Lowry (1874-1936), químico inglés, propusieron en forma independiente una definición más general para ácidos y bases.

A diferencia de la teoría de Arrhenius, Brønsted-Lowry consideran que una sustancia no es ácida o básica por sí misma, sino que dependerá de la sustancia con la que interactúe.

Para Brønsted-Lowry, un **ácido** es cualquier especie que puede **donar un protón**, y una **base** se define como un **aceptor de protones**.

Desde esta teoría, un ácido reacciona con una base para formar otro ácido y otra base, estos últimos se conocen como **ácido conjugado** y **base conjugada**, respectivamente.

Una base conjugada es aquella especie que permanece después de que el ácido libera un protón.

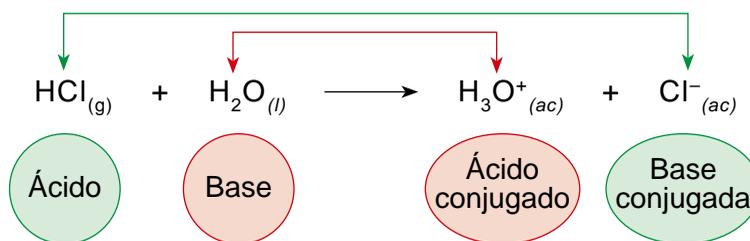
Un ácido conjugado de una base se forma cuando la base acepta el protón del ácido.

Las dos especies afines en cada operación de transferencia de protón se conocen como pares ácido-base conjugados.

Por ejemplo:

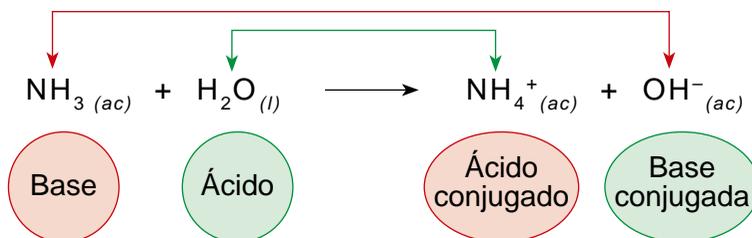
Cuando el cloruro de hidrógeno $\text{HCl}_{(g)}$ se pone en contacto con el agua, éste se ioniza formando la base conjugada del cloruro de hidrógeno, que es el ion cloruro (Cl^-), mientras que el ácido conjugado del agua, es el ion hidronio (H_3O^+).

La ecuación que resume la transferencia de protones es:



Por ejemplo:

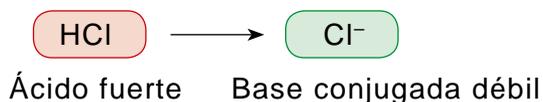
Con base en la teoría de Brønsted-Lowry, se puede explicar el comportamiento básico del amoníaco en el agua.



El amoníaco actúa como base al aceptar un protón y el agua como un ácido al donar el protón, formándose así el par conjugado, ion amonio (ácido conjugado) y el ion hidróxido como base conjugada.

A manera de resumen, se puede afirmar que:

- Cuando un ácido transfiere un protón, se convierte en una base conjugada.
- Cuando una base acepta un protón, se convierte en un ácido conjugado.
- Las dos especies afines en cada operación de transferencia de protón se conocen como pares ácido-base conjugados.
- Un ácido fuerte da lugar a una base conjugada débil.



- Un ácido débil da lugar a una base conjugada fuerte.

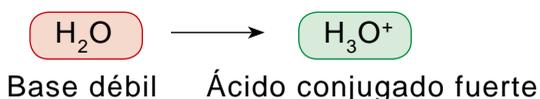


Tabla 2.1 Las bases y sus ácidos conjugados			
Bases		Ácidos conjugados	
Base	Nombre	Ácido conjugado	Nombre
CH_3COO^-	Acetato	CH_3COOH	Ácido acético
NH_3	Amoníaco	NH_4^+	Ion amonio
CO_3^{2-}	Carbonato	HCO_3^-	Ion bicarbonato
CN^-	Cianuro	HCN	Ácido cianhídrico
H_2PO_4^-	Fosfatodihidrogenado	H_3PO_4	Ácido fosfórico
HSO_4^-	Sulfatohidrogenado o bisulfato	H_2SO_4	Ácido sulfúrico
HSO_3^-	Sulfitohidrogenado o bisulfito	H_2SO_3	Ácido sulfuroso
NO_3^-	Nitrato	HNO_3	Ácido nítrico
ClO_4^-	Perclorato	HClO_4	Ácido perclórico
S_2^-	Sulfuro	HS^-	Ion bisulfuro
H_2O	Agua	H_3O^+	Ion hidronio

Tabla 2.2 Los ácidos y sus bases conjugadas			
Ácidos		Bases conjugadas	
Ácidos	Nombre	Base conjugada	Nombre
HCl	Ácido clorhídrico	Cl^-	Ion cloruro
HNO_3	Ácido nítrico	NO_3^-	Ion nitrato
HCN	Ácido cianhídrico	CN^-	Ion cianuro
HClO_4	Ácido perclórico	ClO_4^-	Ion perclorato
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	HSO_4^-	bisulfato
HSO_4^-	Bisulfato	SO_4^{2-}	Ion sulfato
H_2CO_3	Ácido carbónico	HCO_3^-	Ion bicarbonato
HCO_3^-	Ion bicarbonato	CO_3^{2-}	Ion carbonato
NH_4^+	Ion amonio	NH_3	Amoníaco

Una de las limitaciones del concepto de ácido de Bronsted y Lowry, es que sólo considera como ácidas a las sustancias que liberan iones hidrógeno o protones. Una idea más amplia y extensa a este respecto fue la introducida por Gilbert Newton Lewis, quien enfocó su teoría en la transferencia de electrones a diferencia de Bronsted-Lowry quienes la centraron en la transferencia de protones. Para Lewis:

- Un ácido es cualquier especie capaz de aceptar un par de electrones.
- Una base es aquella especie capaz de donar un par de electrones.

Procesamiento de la información

Actividad 2.17



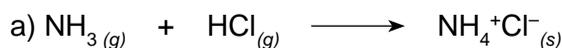
En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. ¿Por qué la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry es más incluyente que la de Arrhenius?

2. ¿Cómo definen Brønsted-Lowry a los ácidos y las bases?

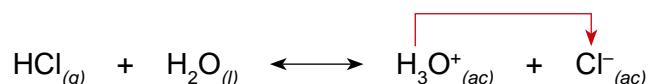
3. En la transferencia del protón entre el $\text{HCl}_{(g)}$ y el agua $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, ¿quién es el aceptor y quién el donador de protones?

4. Señala el comportamiento ácido-base debajo de cada especie química:

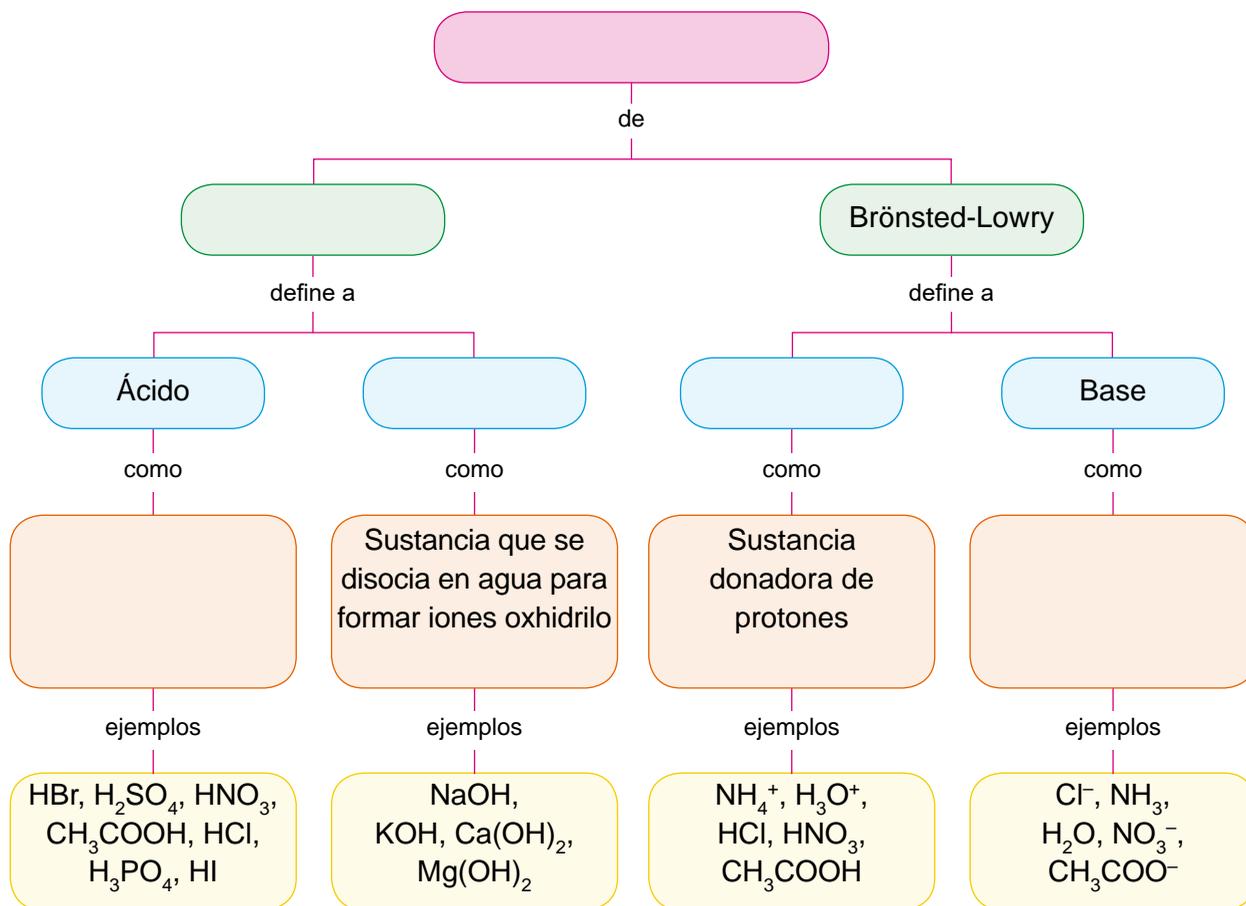




¿Consideras que puede ocurrir la reacción inversa entre el ión hidronio (H_3O^+) y el ión cloruro (Cl^-), actuando el ión hidronio (H_3O^+) como un donador de protones al ion cloruro, Cl^- ?



5. Elabora un mapa conceptual donde incorpores los conceptos clave relacionados con las teorías ácido-base de Arrhenius y Brønsted-Lowry, Completa el siguiente mapa conceptual: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3456534/teorias_acido_base.htm



Aplicación de la información

Actividad 2.18



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. Identifica en las siguientes ecuaciones a las especies: ácido, base, ácido conjugado y base conjugada y da nombre a cada una.



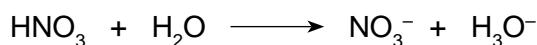
Ácido		Ácido conjugado	
Base		Base conjugada	



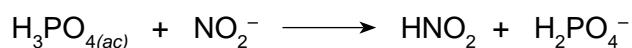
Ácido		Ácido conjugado	
Base		Base conjugada	



Ácido		Ácido conjugado	
Base		Base conjugada	



Ácido		Ácido conjugado	
Base		Base conjugada	



Ácido		Ácido conjugado	
Base		Base conjugada	

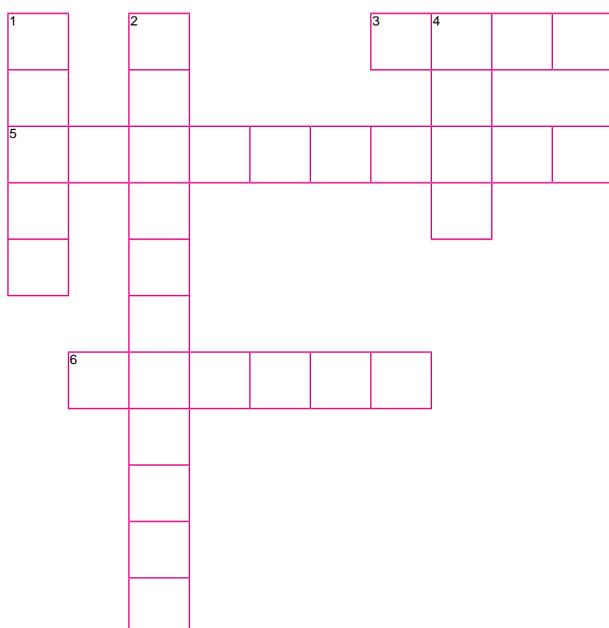


Autoevaluación

Actividad 2.19



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama Teoría ácido base de Brønsted-Lowry. Se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3462873/teoria_a_b_de_bronsted_lowry.htm



Horizontales

- Una especie aceptora de protones en la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, es considerada como...
- La base conjugada del cloruro de hidrógeno es el ...
- La única diferencia entre un ácido y su base conjugada, es el transferido

Verticales

- Para Brønsted-Lowry, una especie donadora de protones debe ser considerada como ...
- El ácido conjugado del agua, es el ...
- Es el único disolvente permitido por la teoría de Arrhenius como medio para efectuar la reacción ácido-base.

Reacciones de neutralización

- Describe las reacciones de neutralización desde la teoría ácido-base de Arrhenius y Brønsted-Lowry.
- Utiliza el punto de neutralización en la resolución de problemas teóricos y prácticos referidos a la titulación.
- Valora la utilidad de la titulación para determinar la concentración de una disolución a partir de otra de concentración conocida.

Sensibilización

Actividad 2.20



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia de las reacciones de neutralización en la vida cotidiana, en la naturaleza y en los procesos industriales, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

La neutralidad desde diferentes ámbitos

Lectura

Cuando Rosa María escuchó al maestro Miguel, que al día siguiente se analizaría el tema de las reacciones de neutralización, vinieron a su mente las interesantes charlas del abuelo que acostumbraba llevar a cabo los domingos, su plática era muy interesante y diversa, era una persona culta y de gran elocuencia, lograba que cualquier miembro de la familia por chico o grande que lo fuera, lo escuchara con atención.

Recuerdo que en una de sus charlas nos comentó acerca del concepto de neutralidad y los distintos ámbitos donde éste se puede aplicar.

En aquella ocasión dijo el abuelo: *La vida misma está llena de procesos de neutralización, que deben ustedes conocer, por ejemplo, cuando tenemos agruras, debemos ingerir un antiácido como el Melox o sea una base débil, para neutralizar la acidez estomacal. No obstante, cuando los padecimientos son más fuertes como la acidez, gastritis y reflujo gastroesofágico, es útil un tratamiento con Omeprazol, debido a que actúa como inhibidor de la secreción de ácido gástrico.*

El abuelo era químico de profesión, conocía qué fármacos utilizar en algunas enfermedades, aunque siempre acudía a su

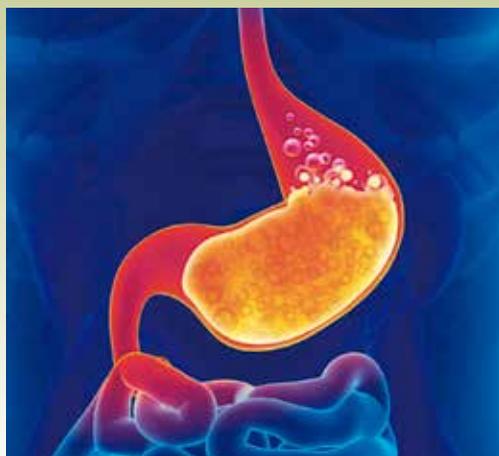


Fig. 2.8 Jugo gástrico. <http://medispace.pl/>

médico de cabecera. Con respecto a la neutralidad de la sangre, señaló: *El pH de la sangre se encuentra muy cercano a la neutralidad, su rango debe estar entre 7.35 a 7.45. Este equilibrio es fundamental para la vida, tan es así, que una pequeña variación puede provocar el coma o la muerte.*

Otro aspecto importante que nos comentó, fue con respecto a las proteínas, el abuelo dijo: *Las proteínas están constituidas de aminoácidos, los cuales como su nombre lo indica, son a la vez, ácidos y bases, en su estructura tienen el grupo amino, $-NH_2$ y el grupo carboxílico, $-COOH$. A este tipo de sustancias se les llama anfólitos. Casi para terminar su charla, recuerdo que nos dijo: Ahora me referiré a otros ámbitos,*

en el mundo nanoscópico existe neutralidad, el átomo mismo es neutro y está formado por electrones, protones y neutrones. Pero, si aplicamos el concepto de neutralidad al mundo social, diríamos que en una persona su actitud neutral, es una cualidad que lo describe como sujeto que no está dispuesto a intervenir en un conflicto, a favor de ninguna de las partes enfrentadas. En Derecho, esto se aplicaría al Juez, quien debe asumir una postura neutral al aplicar la ley. En Política, sería un tanto como el no asumir una postura, no tomar partido o renunciar a tener injerencia en un conflicto o diferencia de opiniones.

De una u otra forma, la charla del abuelo ayudó a comprender que son muchos los aspectos donde interviene este concepto. Sin embargo, el maestro Miguel fue muy claro, en clase sólo nos circunscribiríamos al concepto de neutralidad desde las reacciones químicas, entre un ácido y una base, y a eso se conoce como neutralización.

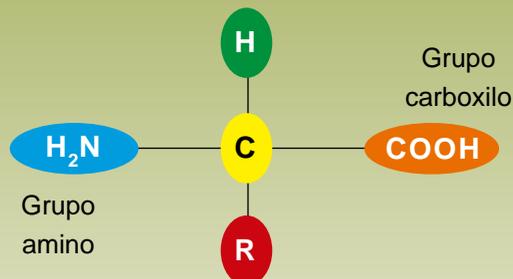


Fig. 2.9 Estructura general de un aminoácido.

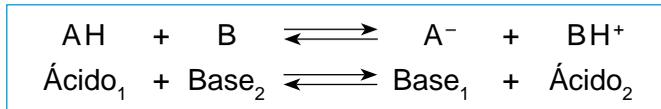
Problematización

Actividad 2.21



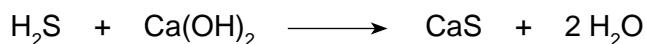
Explora tus conocimientos previos acerca de las reacciones de neutralización. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3462877/reacciones_de_neutralizacion.htm

1. Cuando se afirma que una reacción entre un ácido y una base producen sal y agua, esta expresión se relaciona con la teoría de:
 - a) Arrhenius
 - b) Lavoisier
 - c) Brönsted-Lowry
 - d) Lewis
2. El punto de neutralización es el momento en que todos los protones del ácido son aceptados por la base, esta afirmación está asociada a la teoría de:
 - a) Arrhenius
 - b) Lavoisier
 - c) Brönsted-Lowry
 - d) Lewis
3. La siguiente representación corresponde a la reacción de neutralización desde la teoría de:



- a) Arrhenius
- b) Lavoisier
- c) Brönsted-Lowry
- d) Lewis

4. La reacción entre un ácido y una base, es un tipo de reacción de:
 a) Neutralización b) Sustitución c) Oxidación d) Eliminación
5. La reacción entre el H_2S y el NaOH , produce una sal de sodio:
 a) Sulfato b) Sulfito c) Hiposulfito d) Sulfuro
6. Método de análisis químico cuantitativo que se utiliza para determinar la concentración desconocida de un reactivo a partir de otro de concentración conocida.
 a) Gravimétrico b) Titulación c) Precipitación d) Espectrometría
7. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede ser utilizado como antiácido estomacal?
 a) NaOH b) CH_3COOH c) $\text{Al}(\text{OH})_3$ d) KOH
8. Sal de sodio utilizada comúnmente en el hogar para neutralizar ácidos fuertes.
 a) NaOH b) Na_2S c) NaCl d) NaHCO_3
9. ¿Cuál de los compuestos de la siguiente ecuación es considerada una base desde la teoría de Arrhenius?



- a) H_2S b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ c) CaS d) H_2O
10. ¿Cuál de los compuestos de la siguiente ecuación es considerada una sal desde la teoría de Arrhenius?



- a) H_2S b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ c) CaS d) H_2O

Adquisición y organización de la información

Actividad 2.22



En forma individual lee la información que se proporciona en relación con las reacciones de neutralización.

Una **reacción de neutralización** es aquella en la cual reacciona un ácido con una base. Se les denomina de neutralización, porque al reaccionar el ácido con la base, sus propiedades se neutralizan recíprocamente.

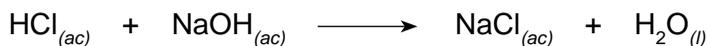
Este tipo de reacción química fue tal vez, una de las primeras reacciones estudiadas en la historia de la química.

Con base en la teoría de Arrhenius, una reacción de neutralización, es aquella donde un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua. Esta reacción se dice que es de neutralización, porque el ácido neutraliza el efecto de la base y la base el efecto del ácido.

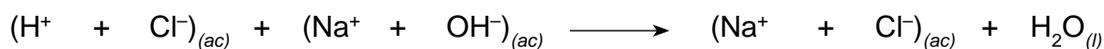
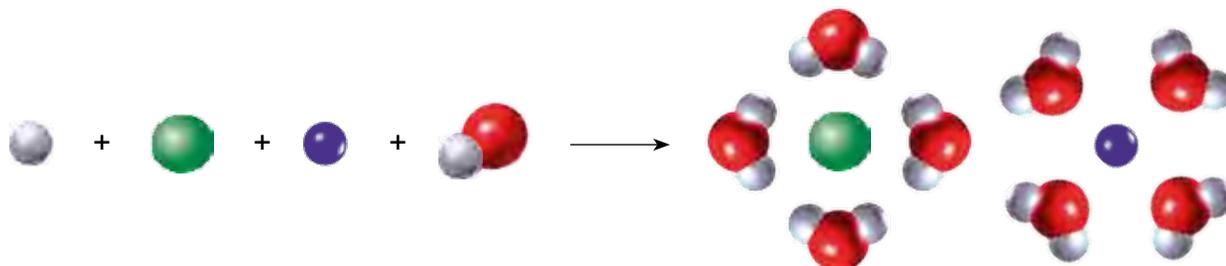


Por ejemplo:

Cuando reacciona el ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio, se produce cloruro de sodio y agua.



Nanoscópicamente podemos explicar que en esta reacción hay un intercambio de partículas (iones) para formar nuevas especies. En realidad el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio, se encuentran en forma de iones. De la misma forma, en los productos el cloruro de sodio existe en forma de iones Na^+ , Cl^- y el agua en forma molecular.



Por ejemplo:

La reacción de neutralización entre el ácido nítrico y el hidróxido de potasio, produce nitrato de potasio y agua.

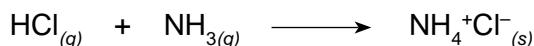


Con base en la teoría de Brønsted-Lowry, una reacción de neutralización es aquella en la que una especie dona protones (el ácido) y otra los acepta (base). En el momento en que todos los protones del ácido han sido aceptados por la base, se dice que se ha alcanzado el punto de neutralización.

Esta definición de Brønsted-Lowry abarca la definición de Arrhenius, pero también extiende el concepto de reacciones ácido-base a sistemas en los que no hay agua involucrada.

Por ejemplo:

La reacción de neutralización entre el amoníaco y el cloruro de hidrógeno gaseosos, produce cloruro de amonio. En este caso, el amoníaco actúa como base de Brønsted-Lowry al aceptar el protón del cloruro de hidrógeno y formar el catión amonio, su ácido conjugado.



Por ejemplo:

La reacción del ácido clorhídrico con el óxido férrico, produce cloruro férrico y agua. En este caso el óxido férrico actúa como base de Brönsted-Lowry.



Para que exista neutralización, cada protón que ceda el ácido deberá ser aceptado por la base. Cuando todos los protones del ácido son aceptados por la base, se conoce como punto de neutralización, y éste se detecta experimentalmente por el procedimiento llamado **titulación**.

Al proceso experimental mediante el cual se determina con toda precisión, la acidez o basicidad de una disolución a través de una reacción de neutralización, se denomina titulación.

La titulación por neutralización se utiliza analíticamente para determinar la concentración de una disolución a partir de otra disolución de concentración conocida. A la disolución de concentración conocida se le denomina disolución estándar o patrón y a la otra, disolución problema.

Por ejemplo:

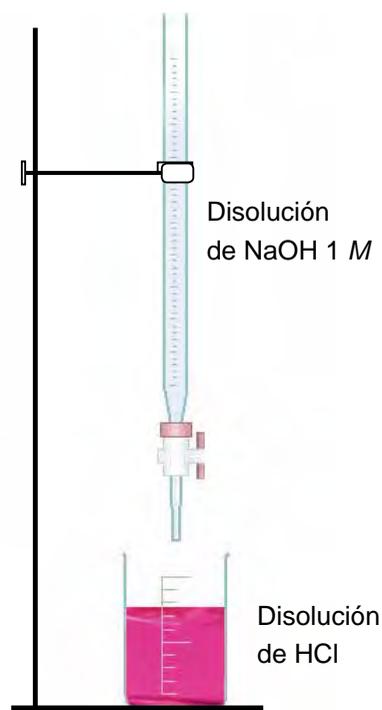
Si la reacción de neutralización se lleva a cabo entre una disolución de hidróxido de sodio de concentración conocida y una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida. Podemos calcular la concentración de la muestra problema, si medimos cuidadosamente el volumen utilizado de cada una de estas disoluciones en la neutralización.

Para resolver el problema planteado en este ejemplo, es necesario:

- 1) Preparar la disolución estándar o patrón y determinar la concentración de la disolución problema.
- 2) Titular la disolución problema mediante la reacción de neutralización para determinar su concentración molar.

Para llevar a cabo una titulación, se necesita una bureta, como la que se muestra en la figura y medir los volúmenes exactos de ambas disoluciones.

- a) Se llena la bureta con la disolución valorada de hidróxido de sodio 1M.
- b) Se miden 5 mL de disolución de HCl de concentración desconocida, y se colocan en un matraz o vaso de precipitado, al cual se le añaden unas gotas de fenolftaleína.
- c) Se titula el HCl con el NaOH, añadiendo gota a gota y agitando hasta que el color cambie de incoloro a rosa fucsia.
- d) Cuando vira la disolución, es decir cambie completamente a rosa fucsia, se mide el volumen de NaOH utilizado en la titulación.



Como la reacción que se lleva a cabo es:



Se puede observar que por cada mol de iones H⁺ reacciona un mol de iones oxhidrilo OH⁻. Por tanto, los moles de NaOH utilizados corresponden a los moles de HCl. Así, si los 5 mL de HCl reaccionan con 4.99 mL de la disolución 1M de NaOH, para alcanzar el punto de equivalencia, el número de moles de HCl debe ser 1.

La siguiente ecuación nos permite realizar los cálculos estequiométricos:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

M_1 = Concentración molar de la disolución de HCl = ?

V_1 = Volumen de HCl = 5 mL

M_2 = Concentración molar de la disolución de NaOH = 1M

V_2 = Volumen de NaOH = 4.99 mL

Al despejar tenemos: $M_1 V_1 = M_2 V_2$

Al despejar tenemos:

$$M_1 = \frac{M_2 V_2}{V_1}$$

$$M_1 = \frac{(1 \text{ M de NaOH}) (0.00499 \text{ L de NaOH})}{0.005 \text{ L de HCl}} = 0.998 \text{ M de HCl}$$

¿Sabías que...

cuando se titula o valora un ácido débil con una base fuerte, se utiliza un indicador apropiado, el cual vire en regiones alcalinas (básicas) de pH > 7, y esa es la fenolftaleína. Esto se debe a que en esta reacción predomina el carácter fuerte de la base y en la equivalencia el pH va a ser alcalino.



Anaranjado de metilo en presencia de un ácido



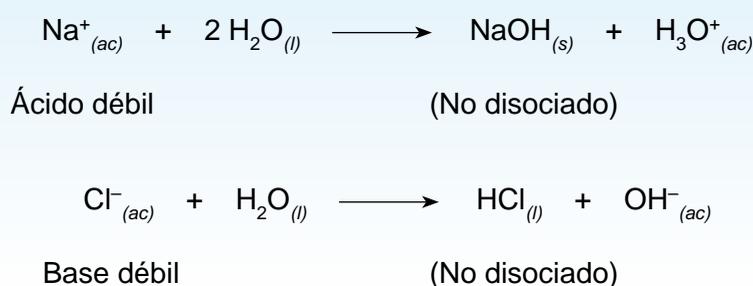
Fenolftaleína en presencia de una base

En la valoración o titulación de una base débil con ácido fuerte, predomina en la equivalencia la fuerza del ácido y tendremos que utilizar indicadores que viren en medio ácido pH < 7, como el anaranjado de metilo.

Conozca más...

Reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte

La reacción entre un ácido y una base se llama neutralización. Cuando en la reacción participan un ácido fuerte y una base fuerte se obtiene una sal y agua. El cloruro de sodio, NaCl, es el producto de la reacción de neutralización entre un ácido fuerte, HCl, y una base fuerte, NaOH. Por ello, los iones Na⁺ y Cl⁻, son un ácido conjugado débil y una base conjugada débil, respectivamente, que no reaccionan con el agua. La disolución de una sal de este tipo, no altera el equilibrio de disociación del agua, y la disolución es neutra.



Conozca más...

Precauciones que se deben tener al utilizar ácidos y bases fuertes

Los ácidos minerales como el sulfúrico, el clorhídrico y el nítrico son muy corrosivos, destruyen los tejidos; al igual que algunas bases como el hidróxido de sodio y de calcio.

Si de manera accidental cae en tu piel alguna de estas sustancias aplica bastante agua en la zona afectada, con la finalidad de diluir ya sea el ácido o la base. Posteriormente si tratas de neutralizar una base fuerte, se debe emplear un ácido débil como el vinagre o el ácido bórico, H₃BO₃; este último, sobre todo si el accidente ha ocurrido en los ojos. Así mismo, para neutralizar la quemadura de un ácido fuerte hay que usar una base débil como la leche de magnesia, Mg(OH)₂ o el bicarbonato de sodio, NaHCO₃.

Algo importante que siempre debes tener presente: ¡Nunca le des de “beber” agua al ácido!

Esto significa que no debe agregarse agua al ácido, porque al caer ésta se calienta y evapora violentamente, pudiendo salpicar partes de tu cuerpo. Por ello, lo que se debe hacer para preparar una disolución ácida, es añadir lentamente el ácido al agua. Pero además, utilizar lentes de protección y bata.



Fig. 2.10 Quemadura con ácido. <https://es.wikihow.com>

Conozca más...**Proceso de neutralización en el tratamiento de aguas residuales**

El tratamiento de aguas residuales sean estas domésticas o industriales lleva a cabo el proceso de eliminación de los contaminantes que estas contienen. Para eliminarlos se utilizan métodos físicos, químicos y biológicos, en tratamientos primarios, secundarios y terciarios.

La neutralización es un método químico que forma parte del tratamiento primario que se le da al agua residual.

Según la NORMA Oficial Mexicana NOM-002-ECOL-1996, que establece los límites máximos permisibles de contaminantes en las descargas de aguas residuales a los sistemas de alcantarillado urbano o municipal, aun vigente, señala que el rango permisible de pH (potencial hidrógeno) en las descargas de aguas residuales es de 10 (diez) y 5.5 (cinco punto cinco) unidades, determinado para cada una de las muestras simples. Las unidades de pH no deberán estar fuera del intervalo permisible, en ninguna de las muestras simples. Recordemos que los peces no pueden sobrevivir en aguas con un pH inferior a 5.

El proceso de neutralización se lleva a cabo con los siguientes objetivos:

- Ajustar el pH final del efluente antes de la descarga al medio receptor (5.5 -10)
- Precipitación de metales pesados, normalmente se precipitan en forma de hidróxidos, al utilizar cal hasta alcanzar un pH óptimo de precipitación (6-11).

Cuando las aguas residuales tienen pH bajo, son ácidas y deben ser tratadas con sosa cáustica, NaOH, o cal, para aumentar el pH, hasta alcanzar la norma.

Cuando las aguas residuales tienen pH alto, son básicas o alcalinas y deben ser tratadas para reducir su pH a niveles contemplados por la norma, utilizando ácido clorhídrico, HCl, ácido sulfúrico, H_2SO_4 o CO_2 .

Actualmente, se está utilizando dióxido de carbono (CO_2), ya que en presencia de agua forma ácido carbónico y neutraliza las aguas residuales alcalinas. Además, porque mejoran las condiciones de seguridad para los trabajadores, es menos peligroso y agresivo que los ácidos minerales, pues elimina emisión de vapores tóxicos y quemaduras u otras lesiones generadas en las operaciones tradicionales con ácidos.



Fig. 2.11 Planta de tratamiento de aguas residuales "El Crestón", Mazatlán. <http://cms.noroeste.com.mx>

NORMA Oficial Mexicana NOM-002-ECOL-1996, Que establece los límites máximos permisibles de contaminantes en las descargas de aguas residuales a los sistemas de alcantarillado urbano o municipal. <http://www.profepa.gob.mx/innovaportal/file/3295/1/nom-002-semarnat-1996.pdf>

Procesamiento de la información

Actividad 2.23



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. Clasifica a las siguientes reacciones de neutralización ácido-base, de acuerdo con la teoría de Arrhenius o Brønsted-Lowry según corresponda:

Ecuación química	Arrhenius	Brønsted-Lowry
$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$		
$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+\text{OH}^-$		
$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$		
$\text{HNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$		
$2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$		

2. Al neutralizar el ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio, ¿cómo saber si ha ocurrido la neutralización, si ambas disoluciones al igual que los productos son incoloras?
-

3. Completa y balancea las siguientes ecuaciones, que representan procesos de neutralización:

Reactivos	Productos
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \longrightarrow$	
$\text{HI} + \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow$	
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow$	
$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{LiOH} \longrightarrow$	
$\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \longrightarrow$	

4. La aclorhidria o hipoclorhidria es una enfermedad que se presenta debido a la baja o nula producción de ácido gástrico. A un paciente con diagnóstico de aclorhidria se le extrajeron 5 mL de jugo gástrico. ¿Cuál es la concentración molar de ácido clorhídrico presente en sus jugos estomacales, si para titularlo fueron necesarios 10 mL de hidróxido de sodio 0.04 M?
-

5. Explica, ¿por qué se deben neutralizar las aguas residuales antes de ser vertidas al efluente más cercano?
-
-

Aplicación de la información

Actividad 2.24



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido acético, si 35 mL de disolución necesitan 40 mL de disolución 0.4 M de NaOH, para el vire de la fenolftaleína?

Respuesta: 0.4571 M

2. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de NH_4OH , si 50 mL de esta disolución necesitaron 20 mL de una disolución 0.1 M de HBr, para el vire del anaranjado de metilo?

Respuesta: 0.04 M

3. ¿Qué volumen de disolución de HCl, se necesita para neutralizar exactamente 25 mL de disolución de NaOH 0.25 M.

Respuesta: 25 mL de HCl 0.25 M

4. Si 40 mL de disolución de HNO_3 de concentración desconocida requieren 30 mL de disolución de NaOH 0.1 M para neutralizarla. ¿Cuál es la concentración de la disolución de HNO_3 ?

Respuesta: 0.075 M

5. En el laboratorio de química ocurrió un accidente, se derramaron 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0.5 M. ¿Cuántos gramos de bicarbonato de sodio, se requieren para neutralizarlo? Si la ecuación de esta reacción es:



Respuesta: 4.2 g

6. Si al titular una disolución ácida de 24.5 mL, estos neutralizan 75 mL de una disolución de NaOH de concentración 0.85 M. ¿Qué concentración tiene dicho ácido?

Respuesta: 2.602 M

7. ¿Cuál es el número de moles de hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que se necesita para neutralizar 3.6 g de ácido oxálico (en disolución acuosa) para formar oxalato de magnesio, (MgC_2O_4)? Según la ecuación.



Respuesta: 0.03998 moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$

8. ¿Cuál sería la concentración de NaOH en un producto quitacochambre (easy-off), si al titular una muestra de 2 mL se utilizaron 8 mL de una disolución 0.5 M de HCl.

Respuesta: 2 M

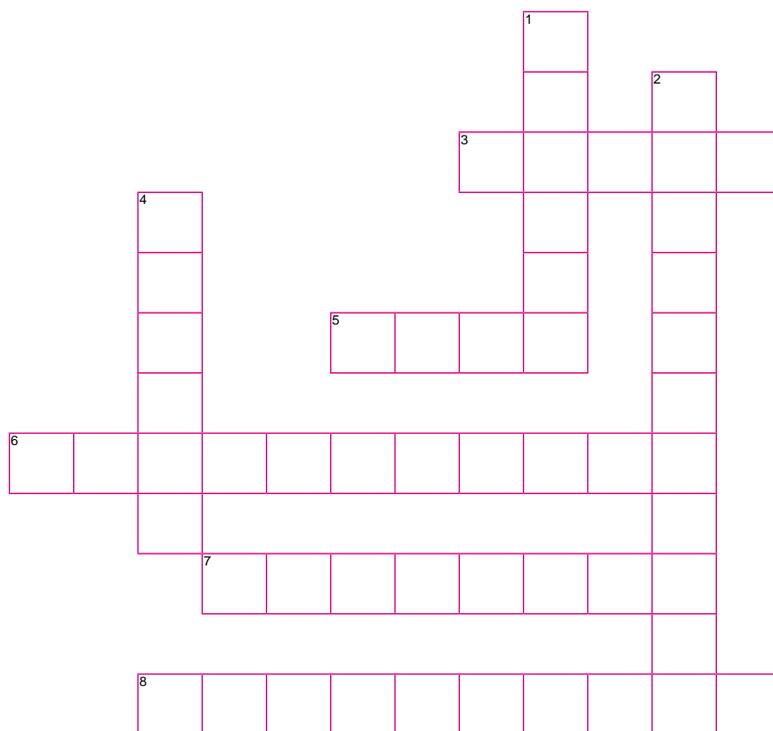


Autoevaluación

Actividad 2.25



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3460463/reacciones_de_neutralizacion.htm



Horizontales

3. El ácido acético no se ioniza con gran facilidad, por ello, se dice que es un ácido _____.
5. De acuerdo a Bronsted y Lowry, hay una neutralización cuando el protón del ácido es aceptado por la _____.
6. En el laboratorio se puede obtener cloruro de sodio, haciendo reaccionar hidróxido de sodio y ácido _____.
7. Son productos de la reacción entre un ácido y una base de Arrhenius.
8. Nombre que recibe el proceso mediante el cual se determina analíticamente la concentración de una disolución, a partir de otra de concentración conocida.

Verticales

1. Si el ácido clorhídrico se ioniza con gran facilidad, se dice que es un ácido _____.
2. Sal de sodio utilizada comúnmente en el hogar para neutralizar ácidos fuertes.
4. Nombre que se le da a la disolución de concentración conocida en una titulación.

El pH y su importancia en la vida cotidiana

- Expresa la concentración de una disolución a partir de la concentración molar de iones hidrógeno (pH).
- Resuelve problemas teóricos y prácticos referidos a cálculos de pH y pOH.
- Valora la importancia del pH en la vida cotidiana y el cuidado del medio ambiente.

Sensibilización

Actividad 2.26



Propósito

Sensibilizar a través de lecturas contextualizadas la importancia del pH en la vida cotidiana y el cuidado del medio ambiente, como forma de relacionar el conocimiento empírico y científico con la tecnología, la sociedad y el ambiente.

La acidez y la basicidad en los procesos naturales

Lectura

La tarea de fin de semana asignada por el maestro Miguel a los equipos del grupo 3-8, fue indagar el significado de pH y la importancia de éste en los procesos naturales. Nos adelantó que el pH es útil para medir el grado de acidez y basicidad de una sustancia y que tiene mayor precisión que el papel indicador tornasol. Para explorar los conocimientos previos, el maestro inició la sesión con una pregunta al grupo: ¿Los procesos de la naturaleza, son ácidos o básicos?



Fig. 2.12 Frutas cítricas. <https://tuoitre.vn>

El equipo de Fernanda que fue uno de los primeros en participar, aportó que los valores de pH son muy diversos en los distintos procesos de la naturaleza. Ellos indagaron el pH en alimentos y encontraron que en frutas cítricas, como el limón, naranja y toronja, el pH puede variar desde 2 en el limón, hasta 4 en naranja y toronja. Fernanda complementó lo anterior, mencionando que algunos productos como yogur, productos cárnicos y leche, el pH se encuentra entre 4, 5.6, y 6.8 respectivamente.

El equipo de Yuliana, investigó acerca del pH de algunos fluidos corporales del ser humano. Encontraron que el jugo gástrico tiene un pH muy ácido, en comparación con sangre, saliva y bilis. La acidez del estómago se debe al ácido clorhídrico y puede variar de 1 a 3. Lupita del mismo equipo, agregó que el pH normal de la sangre se encuentra entre 7.35 y

7.45. Sin embargo, cuando el pH de la sangre disminuye del rango, se presenta la acidosis, pero si aumenta a más de 7.45, hay alcalosis. La variación del pH sanguíneo puede ser de origen metabólico, respiratorio o por un consumo excesivo de alimentos.

Kendra del equipo 4, complementó lo abordado por los equipos anteriores y señaló que los alimentos que son ácidos, son aquellos que contienen elementos no metálicos, como el N, P, S y Cl, presentes en alimentos ricos en proteínas. En cambio, la ingesta de frutas y verduras producen bases, pues contienen metales, como el Na, K y Ca. Fernando del mismo equipo, mencionó que un caso de acidosis, se manifiesta por el dolor muscular debido a la acumulación de ácido láctico, después de hacer mucho ejercicio.



Fig. 2.13 Dolor muscular. <https://www.perthmyofascialrelease.com.au>

Al equipo de España, le correspondió dar respuesta a la siguiente pregunta: ¿El agua de la lluvia, es ácida, básica o neutra? Cuando indagaron, su sorpresa fue mayor, encontraron que el agua natural y pura de la lluvia, ni es pura, ni es neutra, sino ligeramente ácida, con un pH entre 5-5.6. Esto se debe a la formación de ácido carbónico, cuando el agua de la atmósfera reacciona con el CO_2 . Entonces, la lluvia en forma natural tiene generalmente un pH ácido y sólo cuando éste es menor de 5, se considera lluvia ácida. El equipo finalizó, mencionando los efectos de la lluvia ácida sobre los organismos, entre los cuales se encuentran, el daño a las plantas a hojas y raíces, exponiéndolos a enfermedades, interfiriendo en su metabolismo. También se afecta la fertilidad de los suelos y se provoca la muerte de peces pequeños y especies marinas menores.

El maestro Miguel concluyó la sesión, agradeciendo a los participantes por su exposición y para finalizar planteó al grupo, la siguiente pregunta: ¿y qué es el pH?

Problematización

Actividad 2.27



Explora tus conocimientos previos acerca del pH y su importancia en la vida cotidiana. El presente test lo podrás encontrar en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3464282/el_ph_y_su_importancia.htm

- ¿Cuál de las siguientes expresiones corresponde al concepto de pH?
 - $\text{pH} = \log [\text{H}^+]$
 - $\text{pH} = 14 + \text{pOH}$
 - $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
 - $\text{pH} = \text{pOH} + 7$
- La suma del pH y pOH siempre es igual a:
 - 7
 - 14
 - 21
 - 28

La constante de ionización para esta relación representada por el símbolo K_w , es simplemente el producto de las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- en equilibrio.

$$K [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

La constante de ionización del agua K_w , experimentalmente se ha determinado que a 25 °C, tiene un valor igual a 1×10^{-14} .

Esta constante tiene el mismo valor en todas las disoluciones acuosas, aún en disoluciones de ácidos y bases. Tomando en cuenta los conceptos anteriores de estequiometría, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- en equilibrio, deben ser iguales, por lo tanto:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Como la concentración de $[H_3O^+] = [OH^-]$ en el agua, podemos determinar sus valores

$$[H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-14} \quad [H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]^2 = 1 \times 10^{-14} \quad [OH^-] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Y al tener el mismo número de iones hidronio y de iones oxhidrilo el agua es neutra.

Por tanto:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

En una disolución ácida la $[H_3O^+] > [OH^-]$ y en una disolución básica llamada también alcalina la $[OH^-] > [H_3O^+]$

Como es muy incómodo trabajar con números tan pequeños como 1×10^{-14} que es igual a 0.00000000000001, y por tanto, inconveniente para trabajar con ellos, en 1909 el químico danés Soren Peer Lauritz Sorensen propuso que se usara únicamente el número del exponente para expresar la acidez o la basicidad, aquí surgió la idea de pH, que quiere decir potencial de iones hidrógeno.

Soren Peer Lauritz Sorensen (1868-1939). Bioquímico danés, originalmente escribió el símbolo pH y llamó a **p** el “exponente de los iones hidrógeno”; es la letra inicial del Potenz (alemán), puissance (francés) y power (inglés), ahora se acostumbra a escribir el símbolo como pH.

Si tradicionalmente se decía que el agua se disociaba en iones hidrógeno y iones oxhidrilo



$$K_w = [H^+] [OH^-]$$

Se propuso plantear el logaritmo de la inversa de la concentración de iones hidrógeno a lo que llamaron pH, para tener números fáciles de trabajar, el cual tiene como expresión matemática:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Actualmente una expresión más correcta de pH es:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log [H_3O^+]$$

El pH es el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidronio o iones hidrógeno.

$$\text{El pH del agua es : } \text{pH} = \log \frac{1}{1 \times 10^{-7}} = \log. 10^{-7} = 7$$

Como el agua es neutra podemos decir que una disolución que tiene un $\text{pH} < 7$ es ácida y si tiene un $\text{pH} > 7$ es básica o alcalina y si tiene un pH igual a 7 la disolución es neutra.

Para determinar experimentalmente el pH, se utiliza un pHmetro o diversos tipos de indicadores, como el papel pH, el indicador universal e indicadores naturales, mencionados anteriormente.

El pH permite expresar la concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en moles por litro, en forma adimensional.

A continuación se dan los valores de pH para diferentes niveles de acidez.

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}

Observe que hay una diferencia de un factor de 10 entre las unidades subsecuentes de pH. Por ejemplo, el $\text{pH} = 6$ tiene 10 veces mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que el $\text{pH} = 7$, el $\text{pH} = 5$ tiene 100 veces mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que el $\text{pH} = 7$, y así sucesivamente. Para las disoluciones con $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que varían de 1 M a 10^{-14} M, el rango de pH va de 0 a 14.

El pH es una manera conveniente de expresar la concentración de iones hidronio en una disolución. Si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es una potencia entera de 10, el pH se determina fácilmente como $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Esto es, el pH es el valor numérico de la potencia de 10. Luego, una disolución con una $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 10^{-4} M tiene un pH de 4, y una disolución con una $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 10^{-9} M tiene un pH de 9. Cuando el pH no es una potencia entera de 10, debe calcularse el logaritmo de la concentración.

Por ejemplo:

Una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 2×10^{-3} M tiene un pH de: $\text{pH} = -\log (2 \times 10^{-3})$

El logaritmo de un producto es la suma de los factores, por tanto: $\text{pH} = -(\log 2 + \log 10^{-3})$

Si $\log 2 = 0.30$ y $\log 10^{-3} = -3$

Al sustituir los valores, queda: $\text{pH} = -(0.30 - 3) = (-0.30 + 3) = 2.7$

$\text{pH} = 2.7$

El pH se puede determinar con una calculadora que maneje números exponenciales y logaritmos de base 10 (log). Para ello, primero hay que conocer la concentración de iones hidronio y entonces usar la tecla log y cambiar el signo del resultado obtenido para tener el negativo del logaritmo.

Por ejemplo:

El pH de una disolución que tiene una concentración de $[H_3O^+]$ de $4.37 \times 10^{-4} M$.

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (4.37 \times 10^{-4})$$

$$pH = -(\log 4.37 + \log 10^{-4}) = [0.640 + (-4)] = 3.36$$

Por ejemplo:

La concentración de iones hidrógeno en una disolución es $1.00 \times 10^{-9} M$. ¿Cuál es el pH de la disolución?

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 1.00 \times 10^{-9}$$

Por tanto:

$$pH = -\log (1.00 \times 10^{-9})$$

$$pH = -(\log 1.00 + \log 10^{-9}) = -[0 + (-9)] = 9$$

Observa que un pH de 9 indica una disolución básica

$$[H_3O^+] < [OH^-]$$

Tabla 2.3 Valores de pH para algunas sustancias, productos y alimentos.

Ácido clorhídrico*	1.0	Zanahoria	5
Ácido sulfúrico*	1.2	Col	5.3
Ácido fosfórico*	1.5	Espárrago	5.5
Limón	2.3	Salmón	6.2
Ácido acético*	2.9	Leche de vaca	6.6
Manzana	3.0	Camarón	7.0
Vinagre	2.3-3.3	Orina humana	4.8-8.4
Refresco de cola	2-4	Bicarbonato de sodio*	8.4
Alumbre*	3.2	Bórax	9.2
Ácido carbónico*	3.8	Leche de magnesia	10.5
Tomate	4.2	Amoniaco*	11.1
Cerveza	4-5	Hidróxido de sodio	13.0

* En disolución acuosa 0.1 M

Cálculo del pOH

De manera similar al pH, el pOH se define como el potencial de iones oxhidrilo o hidroxilo y es el logaritmo de la inversa de la concentración de iones $[OH^-]$

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log [OH^-]$$

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

Como $[\text{H}_3\text{O}^+]$ está directamente relacionada con $[\text{OH}^-]$, a través de la constante de ionización del agua (K_w) se cumple que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Esto implica que cuando se conoce el pH o el pOH de una disolución, es posible calcular la otra cantidad.

Por ejemplo:

Si una disolución tiene pH de 6.00, su pOH se calcula como sigue:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14.00 - 6.00 = 8.00$$

En el caso del agua, el pOH es:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{1 \times 10^{-7}} = -\log 10^{-7} = 7$$

Cuando una disolución tiene un $\text{pOH} > 7$, la disolución es ácida, cuando el $\text{pH} < 7$ la disolución es alcalina y cuando el pOH es igual 7 la disolución es neutra.

Por ejemplo:

Una disolución que tiene una concentración $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ M}$

$$\text{El pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1.0 \times 10^{-12}) = 12.00$$

Por tanto, su pH es:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 12$$

$$\text{pH} = 2$$

Conozca más...

¿Por qué es el color azul tan raro en la naturaleza?

Puede que no te lo hayas planteado nunca, pero el color azul es particularmente escaso en la naturaleza. Hay muy pocos animales que producen pigmentos azules y buena parte de los que producen este color lo hacen cambiando la dispersión de la luz mediante la estructura microscópica de sus escamas o plumas. Antes de continuar con la explicación, es interesante observar que los seres vivos tenemos a menudo el color de las cosas que come-



Fig. 2.14 Mariposa Morpho. <https://fionamcmillan.com>

mos. Me explico: si comemos plantas con muchos carotenos, por ejemplo, esos pigmentos pueden servir para dar color a nuestra piel. Los flamencos, que comen miles de diminutos crustáceos rojos y algas (llenos de estos compuestos) adquieren color rosa/anaranjado en su plumaje. Y nosotros, si nos damos un atracón de zanahorias (llenas de carotenos, como las hojas de los árboles en otoño) podemos llegar a ponernos color de los Cheetos durante unas horas.

Los carotenos están en muchas plantas y eso explica el color de muchas criaturas que se alimentan de ellos, pero también hay otras sustancias que dan el color azul a las plantas que son las antocianinas, pero por algún motivo no son tan fáciles de procesar y convertir en pigmentos. Por eso, si existiera una especie de flamenco que se hartara de comer moras silvestres, por ejemplo, no es probable que desarrollara el plumaje de color azul. No hay una explicación definitiva, pero la más plausible es que la transformación química de estas sustancias es más costosa o compleja que la de los otros colores. Solo hay algunos animales muy particulares, como el pez mandarín y alguna salamandra, que tienen pigmentación azul. El resto, como la famosa mariposa Morpho y muchas aves de plumas azules, han desarrollado este color mediante un truco estructural que consiste en dispersar la luz de las longitudes de onda más cortas.



Fig. 2.16 Pez mandarín. <https://www.acuario-malaga.com>

Sin embargo, el doctor en bioquímica J. M. Mulet, apunta que una posible explicación a nivel fisiológico y molecular de este fenómeno estaría en que los carotenoides “son liposolubles y al acumularlos en el tejido graso dan la coloración al animal”, mientras que “el pigmento azul por excelencia, la antocianina, es hidrosoluble y además a pH ácido pierde el color azul por lo que no puede acumularse en el tejido graso y colorear la piel de ningún animal”.

En cuanto a la escasez de animales azules, a nivel evolutivo tiene sentido porque la mayoría de las plantas son verdes y no podrían camuflarse. “Las longitudes de onda útiles para la fotosíntesis son las de los extremos del espectro, la azul, la roja y la roja lejana. Por eso las plantas son verdes, porque esa longitud de onda no tiene utilidad fotosintética y es reflejada”. “Cuando una hoja se muere la acumulación de antocianinas le da un color rojizo, que no refleja actividad fotosintética, sino un nivel de estrés alto. A efectos prácticos una zona con mucha vegetación puede ser verde, amarilla o roja, pero nunca azul, eso elimina presión evolutiva hacia pigmentos azules ya que para camuflarse son irrelevantes, al contrario, te pueden convertir en presa fácil”.

¿Por qué es el azul tan raro en la naturaleza? Tomado el día 11 de enero de 2018 de <http://www.fogonazos.es/2018/01/por-que-es-el-azul-tan-raro-en-la.html>



Fig. 2.15 Flamencos en el Caribe mexicano. <https://www.lapatilla.com>

Procesamiento de la información

Actividad 2.29



En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes cuestionamientos:

1. Determina el pH de las siguientes disoluciones e indique si son ácidas, básicas o neutras.

a) una disolución de amoníaco que tiene $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-9} M$

b) una muestra de saliva que tiene $[H_3O^+] = 3.2 \times 10^{-7} M$

c) una muestra de lluvia que tiene $[H_3O^+] = 4.0 \times 10^{-6} M$

d) una disolución de ácido cítrico que tiene $[H_3O^+] = 7.5 \times 10^{-3} M$

e) una di solución de NaCl 2.0 M que tiene $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$

2. Explica:

a) ¿Por qué una disolución que tiene un $pOH > 7$, es ácida?

b) ¿Por qué una disolución que tiene un $pH < 7$ es alcalina?

c) ¿Por qué una disolución con $pOH = 7$, es neutra?

3. Si el pH de la sangre es cercano a 7.4. ¿Cuál será su pOH?

Aplicación de la información

Actividad 2.30



En forma individual o colaborativa responde a los siguientes cuestionamientos:

1. La concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en una botella de un vino de mesa fue de $3.2 \times 10^{-4} \text{ M}$ inmediatamente después de haber sido destapada. Sólo se consumió la mitad del vino, se encontró que la otra mitad, después de haber permanecido expuesta al aire durante un mes, tuvo una concentración de iones hidronio igual a $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$. Calcúlese el pH del vino en estas dos ocasiones y argumenta cuál fue la causa de esta disminución en el pH.

Respuesta: Primera vez: pH= 3.49 Segunda vez: pH=3.0

2. ¿Cuál es el pH de una disolución cuya concentración de iones hidronio es $9.5 \times 10^{-8} \text{ M}$?

Respuesta: pH = 7.02

3. Calcula el pH de una disolución cuya concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es 3 M.

Respuesta: pH=0.4771

4. Calcule el pH que corresponde a una disolución que tiene una concentración de iones hidronio, igual $6.34 \times 10^{-8} \text{ M}$. Diga si la disolución es ácida, básica o neutra.

Respuesta: pH= 7.1979

5. ¿Cuál de las mezclas de volúmenes iguales de las disoluciones que se muestran, tendrá un pH básico?

- a) HCl 0.15 M y NaOH 0.04 M
- b) HCN 0.15 M y NaOH 0.15 M
- c) H_2O y NH_4Br 0.015 M

Respuesta:

6. Calcula el pH de una disolución que tiene una concentración de iones oxhidrilo $[\text{OH}^-]$ $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Respuesta: pH = 11.00

7. Calcula el pOH de una disolución que contiene una concentración de 1.0 M $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a 25° C.

Respuesta: pOH=14

8. ¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 molar de HCl?

Respuesta: pH=0.3

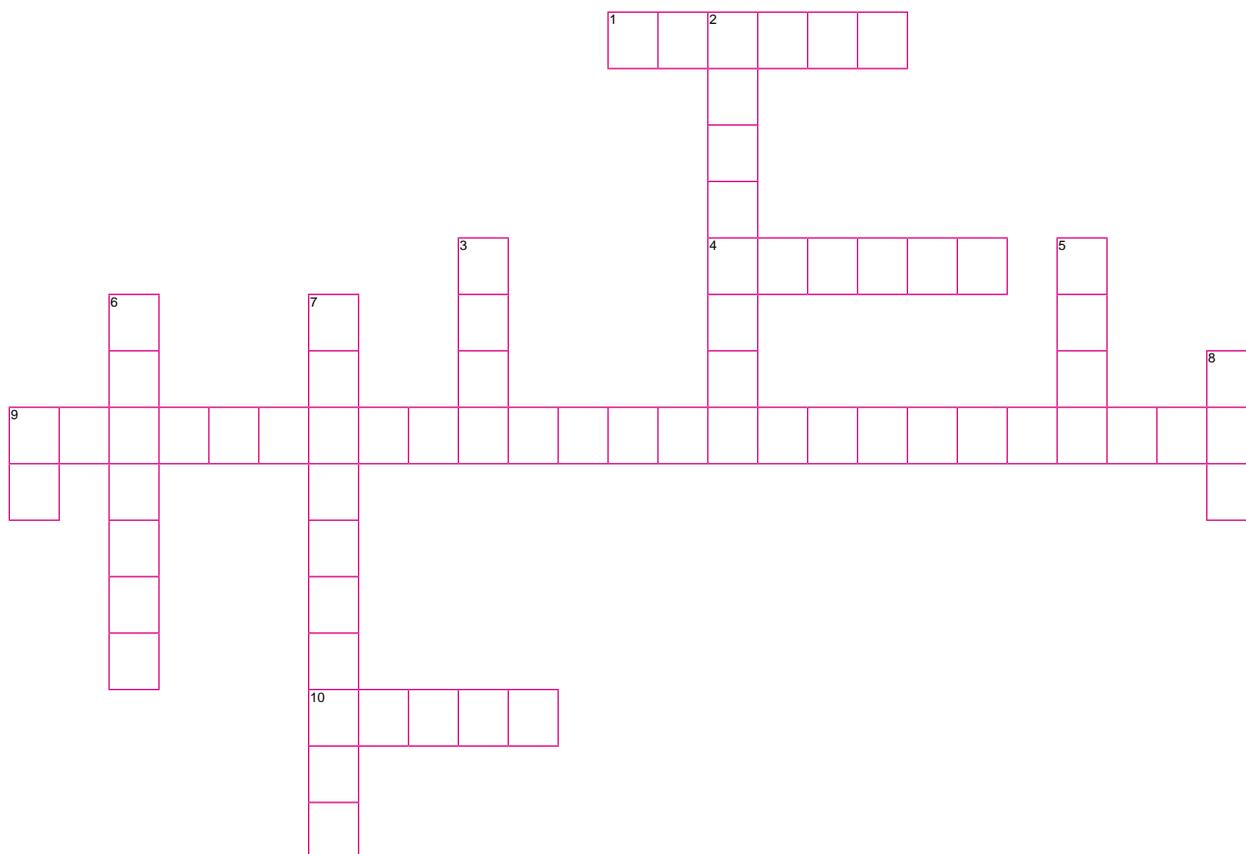


Autoevaluación

Actividad 2.31



En forma individual autoevalúate dando respuesta a cada una de las preguntas del crucigrama. El crucigrama se encuentra en el siguiente enlace: https://es.educaplay.com/es/recursoseducativos/3465769/el_ph.htm

**Horizontales**

1. Una disolución que tiene un $\text{pH} > 7$ es...
4. Si el agua tiene el mismo número de iones hidronio y de iones oxhidrilo, se puede decir que es...
9. Así se le conoce al pH
10. Una disolución que tiene un $\text{pH} < 7$ es...

Verticales

2. Bioquímico danés que originalmente escribió el símbolo pH y lo llamó "exponente del ion hidrógeno".
3. El papel tornasol rojo al colocarlo en una base cambia a color
5. El indicador tornasol azul al colocarlo en una sustancia ácida cambia a color
6. La suma de $\text{pH} + \text{pOH}$ siempre es igual a...
7. Según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, el agua puede actuar como...
8. Al logaritmo de la inversa de la concentración de iones OH , se le conoce como...
9. Al logaritmo de la inversa de la concentración de iones hidrógeno, se le conoce...

Subproductos de la unidad II

Mapa conceptual

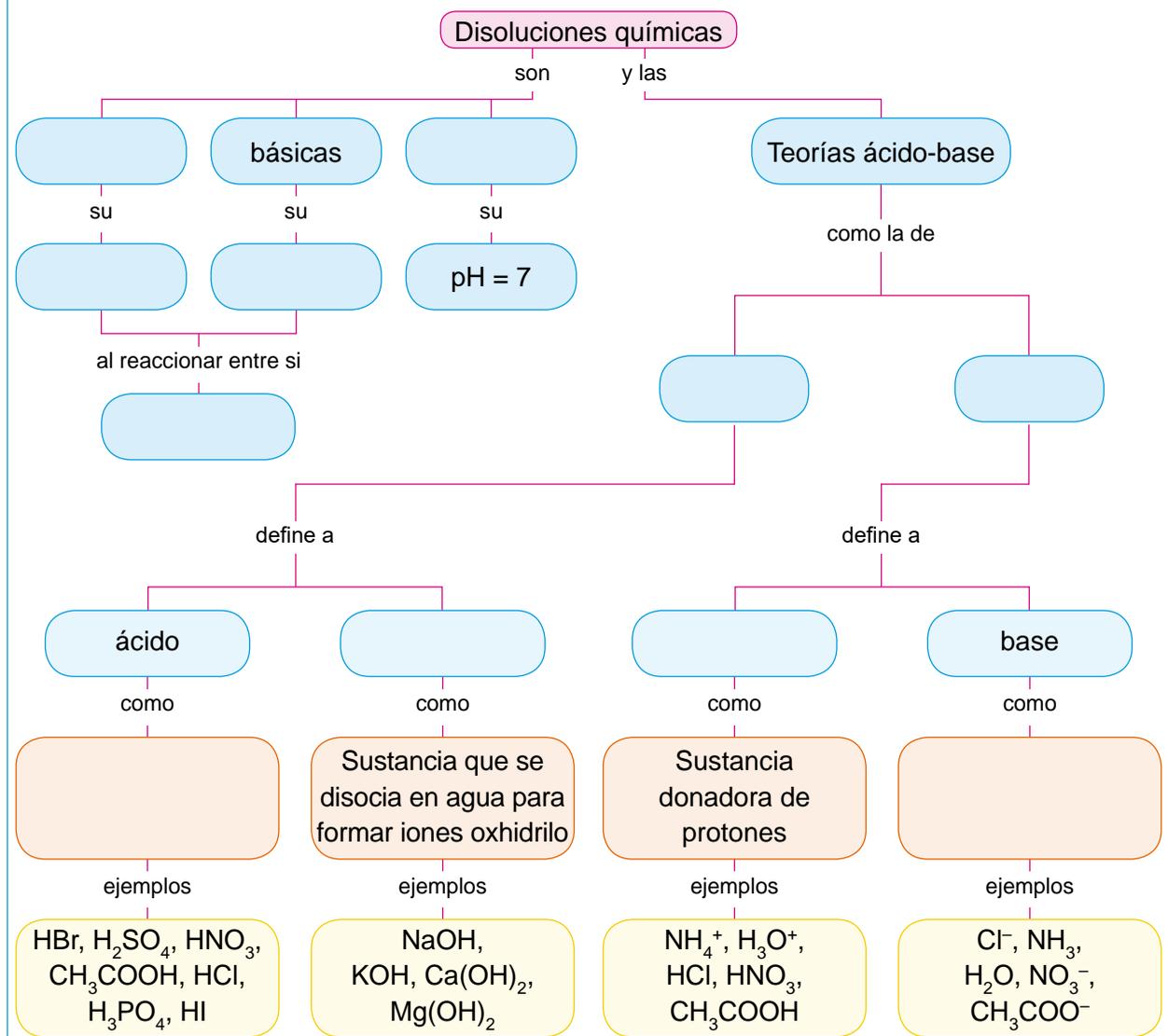
Propósito: elaborar un mapa conceptual en forma colaborativa donde se relacione y jerarquice las ideas clave del tema de disoluciones ácidas, básicas y neutras que se abordaron durante la unidad.

Un mapa conceptual es un organizador gráfico que expresa explícitamente las relaciones más relevantes entre un conjunto de conceptos, sobre un tema determinado. En él, los conceptos están conectados por palabras de enlace que ayudan a formar una proposición.

Nombre del estudiante: _____

Participantes del equipo: _____

Fecha: _____



Subproductos de la unidad II

Escrito reflexivo

Propósito: elaborar un escrito reflexivo donde valore la importancia del pH en la vida cotidiana y el cuidado del medio ambiente, así como apreciar la utilidad de las reacciones de neutralización en el tratamiento de aguas residuales y en la titulación de disoluciones para conocer la concentración de disoluciones de concentración desconocida.

Un escrito reflexivo, es un texto donde el estudiante tiene la oportunidad de reflexionar y plasmar sus ideas, de forma responsable, coherente y crítica sobre una problemática del contexto.

Nombre del estudiante: _____

Participantes del equipo: _____

Fecha: _____

LA IMPORTANCIA DE LAS DISOLUCIONES ÁCIDAS,
BÁSICAS Y NEUTRAS EN LA VIDA COTIDIANA

Subproductos de la unidad II

Resolución de ejercicios

Propósito: resolver cada uno de los ejercicios planteados en la unidad.

La resolución de ejercicios es un subproducto en el cual se solicita a los estudiantes que desarrollen las soluciones adecuadas a una situación problemática, aplicando los algoritmos y procedimientos pertinentes. Este subproducto se desarrollará en cada unidad.

1. La acidez del estómago equivale aproximadamente a una disolución de HCl 0.02 M ¿Qué volumen de este ácido se neutralizará con 150 mg de un antiácido que contiene 60 % de bicarbonato de sodio?
2. El cloruro de sodio es un compuesto conocido comúnmente como sal de cocina o sal de mesa. Se extrae en grandes cantidades por la evaporación de agua de mar o salmuera de lagos salados, aunque también puede ser extraída de minas de halita. ¿Qué se necesita para obtener cloruro de sodio en el laboratorio?
3. Si se desean preparar 10 mL de disolución de NaOH 1M, para evitar desperdicios y contaminación al ambiente. ¿Qué cantidades sugieres?
4. ¿A cuántos mL corresponden 100 g de disolución acuosa de HCl, si la densidad del HCl es de 1.19 g/mL? ¿Cual será la concentración molar de 100 g de esta disolución?
5. Explica qué se espera que suceda cuando se colocan una tira de papel tornasol azul y otra de papel tornasol rojo, con una sustancia básica.
6. Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares conjugados ácido-base:

$$\text{HF}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$$

$$\text{H}_3\text{PO}_{4(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$$

$$\text{H}_2\text{PO}_4^{- (ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$$

$$\text{CO}_3^{2- (ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$$

$$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{HCO}_3^{- (ac)} \longrightarrow$$

$$\text{NH}_{3(g)} + \text{HI}_{(g)} \longrightarrow$$
7. Si la concentración de iones oxhidrilo en una muestra de sangre es de $2,5 \times 10^{-7} \text{ M}$. ¿Cuál es el pH de la sangre?
8. La variación del pH en la orina, sirve como criterio para diagnosticar enfermedades, el pH de la orina es de 8,0. Si en un estudio se toman 3 muestras a tres individuos A, B, y C, cuyas concentraciones de iones hidrogeno son respectivamente, $3,98 \times 10^{-7} \text{ M}$, $1,0 \times 10^{-8} \text{ M}$, $5,0 \times 10^{-8} \text{ M}$ respectivamente. Con esta información establezca cuáles individuos presentan alguna alteración en su salud.

Producto integrador de la unidad II

Reporte del proyecto de ciencia

Propósito: presentar el proyecto de ciencia ante el grupo y compartir las experiencias acerca del desarrollo del proyecto, promoviendo la coevaluación entre los pares y la heteroevaluación.

Los estudiantes de algunas Unidades Académicas han realizado como proyecto de ciencias, pequeñas investigaciones:

1. Proyecto de investigación: La acción de los ácidos y las bases sobre huesos de pollo, para comparar los daños ocasionados por algunos productos químicos a nuestra dentadura. Para ello, utilizaron diversos productos de uso cotidiano, como: coca-cola, ácido muriático, puré de tomate, jugo de limón, quitacochambre, windex, cloralex, jugo de naranja, agua, etc. Consiguieron frascos pequeños de vidrio transparente, para colocar en cada uno de ellos un producto químico. Sumergieron en ellos un hueso de pollo sin residuos de carne (completamente limpio). Observaron y registraron durante una semana lo que pasaba en cada uno de los frascos. Con los datos obtenidos, elaboraron un reporte de su investigación, y comunicaron al grupo sus resultados.
2. Proyecto de investigación: La elaboración de conserva de papaya o calabaza y su relación con el fenómeno de ósmosis.
3. Proyecto de ciencias: La elaboración de nieve con frutas de la región y su relación con las propiedades coligativas.
4. Proyecto de ciencias: El crecimiento de cristales y su relación con las disoluciones sobresaturadas.
5. Proyecto de ciencias: El impacto del calentamiento global en la generación de huracanes y tormentas.
6. Proyecto de ciencias: Construcción de prototipos que permitan obtener agua dulce a partir de agua de mar.
7. Proyecto de ciencias: El agua y su importancia para la vida.

ANEXO

Prácticas de laboratorio Química Cuantitativa II



En este apartado se plantean las actividades experimentales que complementan y apoyan el trabajo teórico en Química cuantitativa II. Consideramos importante utilizarlas como estrategias didácticas que brinden una formación más integral a los estudiantes de bachillerato. Se busca con ello, promover competencias genéricas y disciplinares extendidas de la RIEMS, como seguir instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, construir hipótesis, elaborar conclusiones, formular nuevas interrogantes, contribuir al desarrollo sustentable, aplicando normas de seguridad en cada una de las actividades, para disminuir riesgos y daños a sí mismo y a la naturaleza, en el uso y manejo de sustancias, instrumentos y equipos de laboratorio.

Además, con el desarrollo de las actividades experimentales no sólo se busca promover habilidades cognitivas y procedimentales, como resolver problemas estequiométricos relacionados con la concentración de disoluciones, su acidez y basicidad, sino además, que los estudiantes valoren la importancia que tiene la concentración de una disolución, la acidez, basicidad o neutralidad de una disolución en la vida cotidiana, en el cuidado de la salud y el ambiente. Asimismo, que se asuman como personas responsables y respetuosas.

Deseamos reconocer el apoyo brindado por la profesora Gloria Maribel Zavala Bejarano al compartir sus experiencias en lo referente a la actividad experimental cuyos aportes se encuentran recuperados en estas actividades. También reconocemos a los estudiantes Diana Michelle Camacho Pacheco y Jesús Armando Beltrán León, por su invaluable apoyo y disposición para compartir sus reportes de laboratorio y evidencias fotográficas de sus trabajos realizados durante el ciclo escolar 2016-2017.

COMPETENCIAS GENÉRICAS

ATRIBUTO	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva en la búsqueda y adquisición de nuevos conocimientos.	Elige de manera crítica los procedimientos más favorables en la búsqueda y adquisición de nuevos conocimientos.
5.4 Construye hipótesis y diseña y aplica modelos para probar su validez.	Aplica modelos para probar la validez de sus hipótesis atendiendo la metodología adecuada.
5.5 Elabora conclusiones y formula nuevas interrogantes, a partir de retomar evidencias teóricas y empíricas.	Elabora conclusiones y formula nuevas interrogantes, en sus diferentes trabajos teniendo en cuenta las evidencias teóricas y/o empíricas.
11.1 Asume una conciencia ecológica, comprometida con el desarrollo sustentable a nivel local, regional, nacional y planetario.	Valora críticamente las acciones que se desarrollan, a nivel local, regional, nacional, internacional a favor del desarrollo sustentable.
11.3 Contribuye al alcance de un equilibrio entre los intereses de corto y largo plazo con relación al ambiente.	Propone soluciones pertinentes que contribuyen a disminuir el impacto ambiental.

COMPETENCIAS DISCIPLINARES EXTENDIDAS

ÁREA: CIENCIAS EXPERIMENTALES	CRITERIOS DE APRENDIZAJE
10. Aplica normas de seguridad para disminuir riesgos y daños a sí mismo y a la naturaleza, en el uso y manejo de sustancias, instrumentos y equipos en cualquier contexto.	Aplica normas de seguridad para disminuir riesgos y daños a sí mismo y a la naturaleza, mediante el uso y manejo adecuado de sustancias, instrumentos y equipos, al realizar actividades experimentales.

Propósito

Realiza actividades experimentales relacionadas con cálculos estequiométricos de disoluciones, siguiendo instrucciones, procedimientos y normas de seguridad.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 1

Realizando mediciones de masa, volumen y temperatura

Propósitos

- Utiliza instrumentos para medir masa, volumen y temperatura de diferentes cuerpos materiales.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas.

Actividades previas

En forma individual indaga qué instrumentos se utilizan en el laboratorio para medir la masa, el volumen y la temperatura de los cuerpos materiales.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio propuso a los estudiantes medir la masa, volumen y temperatura de algunos cuerpos materiales sólidos y líquidos, para ello entregó a cada equipo los siguientes materiales: balanza granataria, vaso de precipitado, pipeta, probeta, termómetro, sustancias sólidas y líquidas.

Preguntas exploratorias

1. ¿Qué instrumentos utilizas para medir la masa de un cuerpo?
2. ¿Con qué instrumento se puede medir la temperatura en el laboratorio?
3. ¿Qué instrumentos se utilizan para medir volúmenes de líquidos y sólidos?
4. ¿Qué instrumentos se usan para medir volúmenes con mayor exactitud?
5. ¿Cómo determinar el número de gotas que hay en 1 mL?
6. ¿Cómo medir el punto de ebullición del agua?
7. ¿Tendrán el mismo punto de ebullición, el agua y una disolución acuosa de sal?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS			
Materiales			Sustancias
• Vaso de precipitado	• Probeta	• Termómetro	• Agua • Sal
• Bureta	• Matraz Erlenmeyer	• Mechero de Bunsen	
• Pipeta graduada	• Matraz aforado	• Soporte universal	
• Pipeta volumétrica	• Balanza granataria	• Malla de alambre con asbesto	

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO	
<p>¿Cómo lo vamos a hacer? El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica.</p> <ol style="list-style-type: none"> Medición de la masa de un cuerpo. Se calibra la balanza granataria. Se tara previamente el papel donde se colocará la sal de cocina y posteriormente se pesan 5 gramos. Medición del volumen de un cuerpo. Dependiendo de la precisión requerida se utilizarán los instrumentos volumétricos apropiados. El equipo discute qué instrumentos utilizar para cada caso. <ol style="list-style-type: none"> Medir el número de gotas contenidas en 1 mL de agua. Medir 150 mL de agua. Medición de la temperatura. <ol style="list-style-type: none"> Medir la temperatura de los 150 mL de agua antes de someter a calentamiento. Medir la temperatura de los 150 mL de agua cada minuto una vez sometida a calentamiento hasta llegar al punto de ebullición. Una vez alcanzada la ebullición se añaden los 5 gramos de sal de cocina. Se continúa midiendo la temperatura hasta que hierva la disolución. 	  

Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes. Elabora un gráfico.

REGISTRO DE DATOS					
Tiempo (min)	Temp. (°C)	Tiempo (min)	Temp. (°C)	Tiempo (min)	Temp. (°C)
0		4		8	
1		5		9	
2		6		10	
3		7		11	

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 2

Los factores que afectan a la solubilidad

Propósitos

- Describe los factores que afectan la solubilidad de una sustancia.
- Comprueba de manera experimental la forma como afecta la naturaleza del soluto y del disolvente en la solubilidad de una sustancia.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas.

Actividades previas

En forma individual indaga acerca de los factores que influyen en la solubilidad de las sustancias.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio propuso a los estudiantes que determinaran cómo afecta a la solubilidad la naturaleza del soluto y del disolvente, para ello proporcionó a cada equipo cuatro vasos de precipitado o de plástico, numerados del 1 al 4. En dos de ellos, planteó que se deben añadir 50 mL de agua destilada y a los otros dos, 50 mL de alcohol etílico. A todos los vasos se deberá agregar 10 gramos de cloruro de sodio. ¿Qué sucederá en cada uno de estos vasos, antes, durante y después de agitar?

Preguntas exploratorias

1. ¿Qué diferencias existen con respecto a la naturaleza de los disolventes agua y alcohol etílico?
2. ¿Qué factor influirá en la solubilidad del cloruro de sodio en alcohol?

- ¿Consideras que la agitación mecánica ayuda a que solutos insolubles se disuelvan en un disolvente dado?
- ¿Consideras que dejar en reposo durante 24 horas una mezcla de soluto insoluble en un disolvente ayuda a que se disuelva?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS		
Materiales		Sustancias
• Balanza granataria	• Vaso de precipitados o de plástico transparente	• Agua
• Agitador de vidrio	• Probeta	• Alcohol etílico
		• Sal

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO

¿Cómo lo vamos a hacer? El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica.

1. Toma cuatro vasos de precipitado o de plástico y numéralos del 1 al 4.



2. En los vasos 1 y 2 añade, en cada uno de ellos, 50 mL de agua destilada. Para su medición utiliza una probeta. En los vasos 3 y 4, agrega en cada uno 50 mL de alcohol.



50 mL de agua destilada

50 mL de alcohol

3. Medición de la masa de cloruro de sodio. Se calibra la balanza granataria. Se tara previamente el papel donde se colocará la sal de cocina y posteriormente se pesan cuatro muestras con 10 gramos de sal cada una. A cada vaso se le adicionan 10 g de sal (cloruro de sodio).



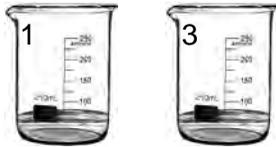
10 g de NaCl



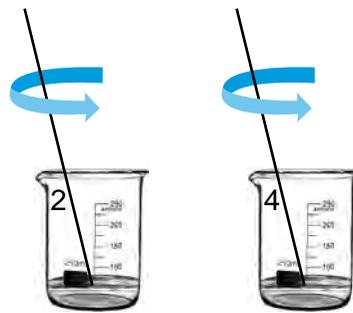
50 mL de agua destilada

50 mL de alcohol

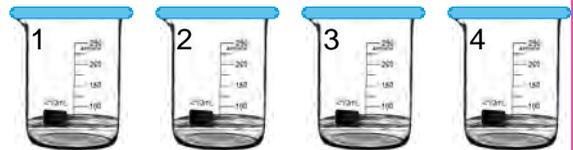
4. Los vasos 1 y 3 se dejan en reposo.



5. El contenido de los vasos 2 y 4 se agita durante dos minutos.



6. Tapa los cuatro vasos para evitar la evaporación del agua y alcohol, y déjalos en reposo hasta el día siguiente.



Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes. Describe detalladamente lo que ocurre en cada uno de estos vasos, antes, durante y después de agitar. Utiliza modelos que representen los procesos en cada vaso.

REGISTRO DE DATOS		
Antes de mezclar	Durante la dispersión	Después de agitar

Describe detalladamente lo que ocurre en cada uno de estos vasos, al dejarlos en reposo por 24 horas. Dibújalos y describe en forma nanoscópica lo que esperas que suceda.

Vasos 1, 2, 3 y 4 en reposo por 24 horas		

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 3

Solubilidad del cloruro de sodio en agua a diferentes temperaturas

Propósitos

- Identifica los factores que afectan la solubilidad de una sustancia.
- Determina la solubilidad de una sustancia y utiliza el gráfico de solubilidad para comparar datos teóricos con experimentales.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas.

Actividades previas

En forma individual indaga el concepto de solubilidad y las unidades de medida, así como los factores que influyen en la solubilidad del cloruro de sodio.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio propuso a los estudiantes que determinarían la solubilidad del cloruro de sodio (sal de cocina) a temperatura ambiente y a una temperatura de 50°C, para ello, a cada equipo se le proporcionaron los siguientes materiales y sustancias: agua, sal, termómetro, soporte universal con malla de asbesto y mechero de Bunsen.

Preguntas exploratorias

1. ¿Qué diferencias existen entre solubilidad y concentración?
2. ¿Cuáles son los factores que más influyen en la solubilidad de una sustancia?
3. ¿Cuál es la solubilidad del cloruro de sodio a diferentes temperaturas?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS			
Materiales			Sustancias
<ul style="list-style-type: none"> • Vaso de precipitado • Termómetro 	<ul style="list-style-type: none"> • Balanza granataria • Mechero de Bunsen 	<ul style="list-style-type: none"> • Soporte universal • Malla de alambre con asbesto 	<ul style="list-style-type: none"> • Sal • Agua

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO
¿Cómo lo vamos a hacer? El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica.

1. Medición de la masa de cloruro de sodio. Se calibra la balanza granataria. Se tara previamente el papel donde se colocará la sal de cocina y posteriormente se pesa la cantidad de sal que teóricamente se disuelve a temperatura ambiente.



2. Medición del volumen del disolvente.

Se miden 100 mL de agua en un vaso de precipitado, teniendo en cuenta que 1g de agua es igual a 1 mL.



3. Disolución de la sal. A la temperatura ambiente, se añade poco a poco la sal al agua y simultáneamente se agita hasta su disolución. Si la cantidad de sal medida se disuelve por completo, se seguirá adicionando sal hasta la saturación, llevando a cabo un registro de la cantidad de sal agregada.

Antes de someter a calentamiento la disolución saturada de cloruro de sodio a temperatura ambiente, se debe pesar la cantidad de gramos de sal que falta para igualar la que teóricamente satura la disolución a la temperatura de 50 °C.

Se agrega esa cantidad de sal, y se somete a calentamiento, hasta que se disuelva, procurando que no supere los 50 °C. Si se disuelve esa cantidad, se deberá añadir más sal, en pequeñas porciones, por ejemplo, 0.5 gramos, hasta alcanzar la saturación.



Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes. Con los datos experimentales elabora un gráfico de solubilidad y compara con los datos teóricos.

REGISTRO DE DATOS		
Temperatura (°C)	Gramos de sal disuelta	Observaciones
Temperatura ambiente =	Teórico	
	Experimental	
50 °C	Teórico	
	Experimental	

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 4

Crecimiento de cristales y las disoluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas

Propósitos

- Identifica los tipos de disoluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas.
- Utiliza disoluciones sobresaturadas de sulfato cúprico pentahidratado o alumbre para el crecimiento de cristales de cualquiera de estas sales.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas.

Actividades previas

En forma individual indaga los tipos de disoluciones y el proceso de cristalización.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio propuso a los estudiantes preparar disoluciones a diferentes concentraciones con un mismo tipo de soluto y disolvente, por ejemplo, sulfato de cobre y agua.

Preguntas exploratorias

1. ¿Cuál es la solubilidad del sulfato de cobre pentahidratado a diferentes temperaturas?
2. ¿Cómo convertir una disolución saturada en sobresaturada?
3. ¿Cuándo se dice que una disolución se encuentra no saturada?
4. ¿Qué es la cristalización y su aplicación en la vida diaria?
5. ¿Por qué aumentan de tamaño los cristales que se colocan en una disolución sobresaturada?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redácta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS		
Materiales		Sustancias
<ul style="list-style-type: none"> • Vaso de precipitado • Matraz Erlenmeyer • Balanza granataria • Termómetro • Mechero de Bunsen 	<ul style="list-style-type: none"> • Soporte universal • Malla de alambre con asbesto • Papel filtro • Caja Petri, vidrio de reloj o cristizador • Agitador 	<ul style="list-style-type: none"> • Agua • Sulfato de cobre pentahidratado

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO	
<p>¿Cómo lo vamos a hacer?</p> <p>El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Se pesan 21 g de CuSO_4 y se reduce a polvo en un mortero. 2. Para preparar una disolución saturada de sulfato de cobre a temperatura ambiente, se agregan los 21 g de esta sal en 100 mL de agua. 3. La disolución se calienta hasta $60\text{ }^\circ\text{C}$ o más evitando la ebullición, se añade la cantidad de sulfato de cobre suficiente para saturar a esa temperatura, aproximadamente 35 gramos más. La disolución se agita cuidadosamente hasta que se disuelva todo el soluto. 4. Se utiliza papel filtro para eliminar las impurezas. 5. Se deja enfriar el filtrado caliente. 6. De esta disolución, se vierte un poco en un cristizador, vidrio de reloj o caja Petri, se deja enfriar y evaporar. Cuando aparezcan los primeros cristales se seleccionan los mejores. 7. El cristal seleccionado se sujeta con un hilo de coser y se introduce en la disolución sobresaturada, procurando que quede en el centro de la misma. 8. La disolución por varios días se deja en reposo y tapado, para evitar que caiga polvo sobre ella. El cristal aumenta su tamaño. Por eso se dice que crece. ¿A qué se debe esto? 	   

Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

REGISTRO DE DATOS

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 5 y 6

Preparación de disoluciones valoradas: % en masa, % en volumen, ppm y molaridad

Propósitos

- Expresa la concentración de una disolución en forma cuantitativa.
- Prepara disoluciones valoradas como forma de expresar cuantitativamente la concentración en porcentaje en masa, porcentaje en volumen, partes por millón y molaridad.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

El alumno investiga las diferentes formas de expresar la concentración en términos cuantitativos, tales como: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, partes por millón y molaridad.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio diseñó una práctica cuyo propósito es preparar las disoluciones valoradas y diluciones en ppm siguientes:

- 100 mL de una disolución de NaCl al 5%.
- 100 100 mL de una disolución al 2% v/v de etanol.
- 500 mL de una disolución a 500 ppm de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
- Dilución en partes por millón de un extracto de jamaica.
- 500 mL de una disolución de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 0.01 M.

Para ello proporcionó a cada equipo las siguientes sustancias: cloruro de sodio, alcohol etílico, sulfato cúprico pentahidratado, sacarosa y extracto de jamaica. Además, podrán disponer de

los materiales siguientes: matraces aforados, vaso de precipitado, pipeta graduada, piseta y balanza granataria.

Preguntas exploratorias

1. ¿Cuáles son las formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución?
2. ¿Cuáles son las formas cuantitativas en términos físicos de expresar la concentración de una disolución?
3. ¿Cuáles formas de concentración cuantitativa química conoces?
4. Si el soluto es líquido, ¿cuál es la forma de expresar la concentración?
5. Si una disolución es muy diluida, ¿qué forma es la más adecuada para expresar la concentración?
6. ¿Qué es una dilución 1/1000000?
7. ¿Qué pasa si se diluye una sustancia tóxica hasta alcanzar una concentración en ppm? ¿La disolución final seguirá siendo tóxica? Explica.
8. ¿De qué depende la toxicidad de una disolución?
8. Si deseas preparar 100 mL de una disolución acuosa de NaCl al 5%, ¿cuánto soluto y disolvente utilizarás?
9. ¿Cuánto soluto y disolvente deberás usar para preparar 100 mL de una disolución al 2% v/v de etanol?
10. Para preparar 500 mL de una disolución a 500 ppm de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, ¿cuánto soluto y disolvente deberás utilizar?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redácta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS			
Materiales		Sustancias	
• Matraces aforados de 500 mL	• Pipeta graduada	• Cloruro de sodio	• Sacarosa
• Matraces aforados de 100 mL	• Balanza granataria	• Alcohol etílico	• Extracto de jamaica
• Vaso de precipitado de 500 mL	• Piseta	• Sulfato cúprico pentahidratado	• Agua destilada

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO

¿Cómo lo vamos a hacer?

El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica y desarrollan los cálculos estequiométricos necesarios para cada actividad. Verifique que la balanza granataria este nivelada para las mediciones de la masa y tarar el papel en el cual se va a medir.



Actividad: Disoluciones en porciento en masa

1. De acuerdo con los cálculos realizados para obtener una disolución acuosa de cloruro de sodio al 5 % en masa, mide los gramos de cloruro de sodio correspondientes.
2. Agrega a un matraz aforado de 100 mL la masa de cloruro de sodio medida en el inciso b.
3. Añade aproximadamente 50 mL de agua destilada al matraz y agita hasta que el contenido se disuelva.
4. Adiciona agua destilada hasta que la curvatura del menisco sea tangente a la línea de aforo. Agita hasta homogeneizar.



Actividad: Disoluciones en porciento en volumen

1. Con base en los cálculos estequiométricos realizados, para obtener una disolución acuosa de alcohol etílico al 2% en volumen, mide los mililitros que correspondan de etanol, utilizando una pipeta graduada.
2. Transfiera dicho volumen a un matraz aforado de 100 mL.
3. Agrega aproximadamente 50 mL de agua destilada, tapa el matraz y agita.
4. Añade agua destilada hasta que la curvatura del menisco quede tangente a la línea de aforo. Agita para homogeneizar.



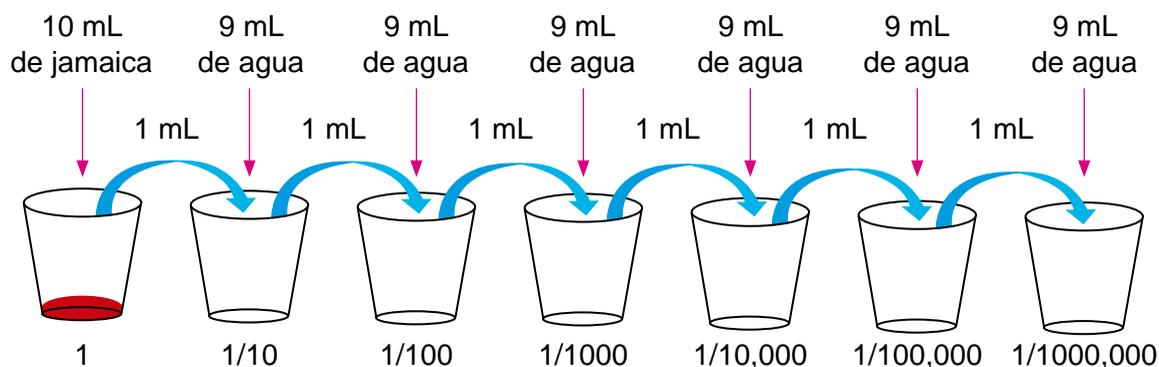
Actividad: Disoluciones en partes por millón

1. A partir de los cálculos estequiométricos realizados, para obtener 500 mL de una disolución acuosa con una concentración de 500 ppm de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, se mide la masa determinada.
2. Añade la masa medida en un matraz aforado de 500 mL.
3. Agrega aproximadamente 200 mL de agua destilada al matraz. Tapa y agita hasta que el contenido se disuelva.
4. Adiciona agua destilada hasta que la curvatura del menisco quede tangente a la línea de aforo. Agita para homogeneizar.



Actividad: Diluciones en partes por millón

1. Prepara un poco de extracto de jamaica.
2. Toma siete vasos transparentes de plástico o tapas blancas de refrescos y numéralos del 1 al 7.
3. En el primer vaso o tapa, coloca 10 mL de extracto de jamaica sin diluir.
4. Toma 1 mL de jamaica del vaso 1 y añádelo en el vaso 2, posteriormente agrega 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/10 (uno a diez).
5. Enseguida, toma 1 mL del vaso 2 y añádelo en el vaso 3, adiciona 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/100 (uno a cien).
6. Continuando con tu dilución, toma 1 mL del vaso 3 y añádelo en el vaso 4, agrega 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/1000 (uno a mil).
7. Ahora, toma 1 mL del vaso 4 y añádelo en el vaso 5, posteriormente agrega 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/10000 (uno a diez mil).
8. Luego, del vaso 5 toma 1 mL y añádelo en el vaso 6, adiciona 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/100000 (uno a cienmil).
9. Finalmente, del vaso 6 toma 1 mL y añádelo en el vaso 7, agrega 9 mL de agua. Esta es una dilución 1/1000,000 (uno a un millón).



¿Habrá extracto de jamaica en el vaso 7?

¿De qué depende el sabor de cada una de las disoluciones anteriores?

Si en vez de extracto de jamaica, se hubiera utilizado una sustancia ligeramente tóxica, ¿todas las disoluciones serían tóxicas?

Actividad Disoluciones molares

1. A partir de los cálculos estequiométricos realizados, para obtener 500 mL de una disolución acuosa de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 0.01 M, mide la masa determinada de sacarosa en la balanza granataria.
2. Deposita la masa de sacarosa medida en un matraz aforado de 500 mL.
3. Agrega aproximadamente 200 mL de agua destilada al matraz aforado. Tapa y agita hasta que el contenido se disuelva.
4. Agrega agua destilada hasta que la curvatura del menisco quede tangente a la línea de aforo. Agita para homogeneizar.



Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

REGISTRO DE DATOS

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 7

Identificación de sustancias ácidas, básicas y neutras con indicadores naturales

Propósitos

- Identifica productos químicos utilizados en el hogar como ácidos, básicos o neutros.
- Elabora una escala de pH con las diferentes tonalidades de color del más ácido al más básico, utilizando como indicadores extractos vegetales como col morada, jamaica, cebolla, rosas, bugambilia, entre otros.
- Elabora papel indicador a base de extractos vegetales y dibuja con las sustancias y productos las imágenes que gustes.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas.

Actividades previas

En forma individual indaga el concepto de indicador ácido-base y en equipo elaboran el extracto vegetal asignado. Asimismo, realizan una lista con los nombres de productos de uso común en el hogar, que son ácidos, básicos o neutros.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio propuso a los estudiantes elaborar un indicador ácido-base a partir de colorantes vegetales como jamaica, col morada, cebolla morada, bugambilia, claveles, rosas rojas, entre otros.

Preguntas exploratorias

1. Al utilizar el indicador natural elaborado con col morada, ¿qué color esperas obtener en un medio ácido?
2. Al utilizar el indicador natural elaborado con col morada, ¿qué color esperas obtener en un medio básico?
3. Al utilizar el indicador natural elaborado con jamaica, ¿qué color esperas obtener en un medio ácido?
4. Al utilizar el indicador natural elaborado con jamaica, ¿qué color esperas obtener en un medio básico?
5. Ordena los siguientes productos o sustancias como ácidos, básicos o neutros: vinagre, aspirina, jugo de limón, quitacochambre, amoníaco (base) de limpiadores caseros, melox, leche de magnesia, bicarbonato de sodio, alkaseltzer, refresco carbonatado, leche, jugo de tomate, jugo de naranja, windex (limpiavidrios), enjuagues bucales, cerveza, hidróxido de calcio, sal, azúcar, alcohol.

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redácta las hipótesis.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS			
Materiales			Sustancias
• Jamaica	• Frasco gotero	• Vaso de precipitado	• Agua
• Bugambilia	• Col morada	• Mortero con pistilo	• Alcohol etílico

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO
<p>¿Cómo lo vamos a hacer?</p> <p>El equipo divide las actividades a realizar durante la práctica.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Cada equipo deberá elegir el procedimiento que considere más conveniente para elaborar su extracto y el papel indicador, así como los materiales y productos a identificar. 2. Se sugiere que el equipo prepare el indicador ácido-base utilizando agua o alcohol.



Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

REGISTRO DE DATOS

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas. Una vez realizada la actividad, contrasta los resultados obtenidos experimentalmente con la clasificación realizada anteriormente. Elabora una escala de pH ordenando los productos del más ácido al más básico.

RESULTADOS

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 8

Determinación del contenido de ácido acético en vinagre comercial

Propósitos

- Identifica el proceso experimental de titulación por neutralización ácido-base.
- Determina la concentración de una sustancia ácida presente en una muestra de vinagre comercial, por medio de la técnica de titulación.
- Aprecia la utilidad en los procesos químicos de la titulación de disoluciones y muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

El alumno indaga acerca del proceso experimental de titulación por neutralización ácido-base usado en análisis químico, así como los siguientes conceptos: disoluciones ácidas, básicas y neutras, indicador químico, molaridad, disolución estándar o patrón y disolución problema. Además plantea la ecuación química que describe la reacción química entre el ácido acético y el hidróxido de sodio.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio diseñó una práctica cuyo propósito es determinar la concentración de ácido acético en un vinagre de marca comercial, para comprobar si la concentración expresada en la etiqueta cumple o existe engaño al cliente. Este tipo de acciones deben ser realizadas por PROFECO.

Las sustancias que proporcionó a cada equipo fueron las siguientes: vinagre comercial, hidróxido de sodio 1 M, indicador fenoftaleína y agua destilada. Además les dijo que podían disponer de los siguientes materiales: bureta, pipeta graduada, perilla para llenado de pipeta, matraz Erlenmeyer, vaso de precipitado, soporte universal, pinzas para bureta y una hoja blanca.

Preguntas exploratorias

1. ¿En qué consiste la técnica de titulación ácido-base?
2. ¿Cuál es la función del indicador fenoftaleína?
3. ¿Cuál es el color que adquiere la fenoftaleína en un medio ácido y en un medio básico?
4. ¿Cuáles son los productos de la neutralización del ácido acético e hidróxido de sodio? Escribe la ecuación química completa.
5. ¿A qué se denomina disolución estándar o patrón?
6. ¿Cuánto NaOH se debe utilizar para preparar una disolución 1 M?
7. ¿Cuál es la concentración de ácido acético que normalmente tiene un vinagre comercial?
8. ¿Cuál es tu hipótesis con respecto a la concentración del vinagre antes de realizar la titulación?
9. ¿Qué ecuación permite calcular la concentración del vinagre, una vez realizada la titulación?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a tus preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis posibles.

HIPÓTESIS

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

MATERIALES Y SUSTANCIAS		
Materiales		Sustancias
• Bureta de 25 mL	• Perilla	• Vinagre comercial
• Matraz Erlenmeyer de 125 mL	• Soporte universal	• Hidróxido de sodio 1 M
• Vaso de precipitado de 50 mL	• Pinzas para bureta	• Fenoftaleína en disolución
• Probeta de 25 mL	• Hoja blanca	• Agua destilada
• Pipeta graduada de 10 mL		

Diseño y procedimiento del experimento

DISEÑO Y PROCEDIMIENTO

¿Cómo lo vamos a hacer?

Los integrantes del equipo se distribuyen las actividades a realizar durante la práctica.

1. Instala la bureta utilizando el soporte universal (base y varilla) y las pinzas para bureta.
2. Una vez instalado el equipo, verifica que la llave de la bureta se encuentre cerrada.
3. Utilizando un vaso de precipitado de 50 mL, llena la bureta con la disolución estándar de hidróxido de sodio 1 M, más arriba de la marca de cero y enseguida afora.
4. Coloca la perilla en la pipeta graduada y toma una muestra de 10 mL del vinagre comercial.
5. Vierte la muestra de vinagre en el matraz Erlenmeyer y con una probeta adiciona de 10 a 20 mL de agua destilada. Agita.
6. Añade a la muestra de dos a tres gotas del indicador fenolftaleína y agita. La muestra permanece incolora. ¿Por qué?
7. Coloca la hoja blanca en la base del soporte para apreciar mejor el cambio de color.
8. Procede a titular, dejando caer gota a gota en la muestra de vinagre, la disolución estándar del hidróxido de sodio contenido en la bureta.
9. Después de cada adición agita el matraz Erlenmeyer, hasta observar el cambio de color en el indicador y su permanencia. ¿Qué color adquirió?
10. El vire señala el fin de la titulación, pues todo el ácido acético contenido en el vinagre ha sido neutralizado. Registra el volumen de hidróxido de sodio 1 M utilizado.



Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

REGISTRO DE DATOS

--

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

RESULTADOS

--

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

CONCLUSIONES

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

BIBLIOGRAFÍA

- American Chemical Society (2005) Química. Un proyecto de la ACS.
- Brown, T.L., LeMay, E.H., Bursten, B.E., (2014). Química la Ciencia Central. México.Pearson. PrenticeHall Hispanoamericana, S.A.
- Burns R., A. (2011). Fundamentos de Química 1. México. Pearson.
- Chan, M.E. y Tiburcio, A. (2000) Guía para la elaboración de materiales orientados al aprendizaje autogestivo, Innova, U de G.
- Chamizo, J. A., Petrich, M.y Vilar, R. (1994). Libro para el maestro. Química. SEP.
- Chang, R. y Goldsby K. A. (2013) Química. China.Mc Graw Hill.
- Cruz, J. et al (2017) Química Cuantitativa I. México.DGEP-UAS
- Cruz, J. et al (2000) Química Analítica. México.DGEP-UAS
- Dingrando L., Gregg K., Hainen, N., Wistrom. (2005). Química, materia y cambio, Colombia. Mc. Graw Hill.
- Domínguez, A.E. (1990) Antocianinas y colores vegetales. Revista Educación Química, volumen 1, número 2, Pág. 96.
- Garritz, A., Gasque L., Martínez A. (2005). Química Universitaria. Pearson, México.
- Historia de la química. Evolución de los conceptos ácido y base. Tomado de: <http://www3.gobiernodecanarias.org/>
- Kotz, J. C., Treichel, P.M., Weaver, G.C. (2005). Química y reactividad química, México, Thomson.
- Marzano, R.J. y Pickering, D. J. (1999) Dimensiones del aprendizaje Manual para el maestro. México. ITESO.
- Pinto, G. et al (2006) Química al alcance de todos, Pearson-Alambra.
- Revista del consumidor. PROFECO: Anticongelantes para automóvil.Tomado de: https://www.profeco.gob.mx/revista/pdf/est_04/anticon04.pdf
- Vergara, J. (2013)Tesis:Estrategia didáctica para la enseñanza-aprendizaje de las propiedades coligativas de las disoluciones dirigido a estudiantes de básica media Universidad Nacional de Colombia. Bogotá, Colombia.

Química Cuantitativa II, se terminó de imprimir en el mes de enero de 2018 en la imprenta de **Servicios Editoriales Once Ríos**, Río Usumacinta No. 821 Col. Industrial Bravo, Tel. 712-29-50. Culiacán, Sinaloa.

La edición consta de 7,000 ejemplares.