Aulas sin fronteras

Ciencias 9

TERCER BIMESTRE

GUÍA DEL ESTUDIANTE

MINEDUCACIÓN

GOBIERNO DE COLOMBIA

uncoli
UNION DE COLEGIOS INTERNACIONALES

Juan Manuel Santos Calderón
Presidente de la República

Yaneth Giha Tovar
Ministra de Educación Nacional

Helga Hernández Reyes
Viceministra de Educación Preescolar, Básica y Media (E)

Olga Lucía Zárate Mantilla
Directora de Calidad para la Educación Preescolar, Básica y Media (E)

Willma Francine Botero Garnica
Subdirectora de Fomento de Competencias (E)

Diego Pulecio Herrera
Subdirector de Referentes y Evaluación

Ana María Pérez Martínez
Coordinadora Aulas Sin Fronteras – MEN

Agradecimientos a los funcionarios del MEN que definieron e iniciaron este proyecto:
Gina Parody D'Echeona (Ministra de Educación Nacional 2014-2016)
Luis Enrique García de Brigard (Viceministro de Educación Preescolar Básica y Media 2014-2015)
Laura Patricia Barragán Montaña (Directora de Calidad para la Educación Preescolar Básica y Media 2014-2015)
Ana Bolena Escobar Escobar (Directora de Calidad para la Educación Preescolar Básica y Media 2015- 2016)
Paola Trujillo Pulido (Directora de Calidad para la Educación Preescolar Básica y Media 2016- 2017)
Fernando Díaz del Castillo (Coordinador Aulas Sin Fronteras UNCOLI 2015-2017)

Equipo encargado de la construcción de las guías pedagógicas y material audiovisual de Noveno grado
Unión de Colegios Internacionales (UNCOLI)

María Camila Jaramillo Cárdenas (Gimnasio La Montaña)
Coordinadora Aulas Sin Fronteras

Marcela González - Gimnasio Campestre - Coordinadora
Coordinadora Equipo de Ciencias Aulas Sin Fronteras

Equipo de Ciencias Naturales Aulas Sin Fronteras
Angie Liseth Alfonso Romero (Colegio Santa María)
Jesús David Álvarez Roncancio (Colegio Abraham Lincoln)
Rubén Darío Beltrán Garcés (SED Chocó)
Raúl Alberto Díaz Sánchez (Colegio Helvetia)
Mauricio Julián Quintero Peñuela (Colegio Rochester)

……..
Primera edición
Bogotá, D. C., diciembre 2017 - octubre 2018

Revisión editorial (Centro Cultural y Educativo Español Reyes Católicos)
Julio Manuel Pérez (Coordinador)
María Andreo Nogueira
Teres Andújar
Juan Antonio Cano
Luis Fernández López
Francisco Granados
María Antonia Marquina
María Gema Medina
Rubén Pajares
Francisco Pérez Davia
Cristina Portillo
Ricardo Román Carabaña
Marisol Ruíz Jiménez
Vicens Santamaría Mas

Edición
Paulina Zuleta Jaramillo

Diseño y diagramación
Pauline López Sandoval (Centro de Innovación Educativa Regional – Centro)
Mónica Contreras Páez (Centro de Innovación Educativa Regional – Centro)

ISBN
978-958-785-134-2

Colegios UNCOLI participantes

Los siguientes colegios miembros de la Unión de Colegios Internacionales de Bogotá participaron en el proyecto, aportando el tiempo y experiencia de uno o más docentes, en el periodo 2017-2018:

Colegio Abraham Lincoln

Colegio Andino Deutsche Schule

Gimnasio Campestre Bogota

Colegio Campoalegre

Colegio Colombo Hebreo

Gimnasio Femenino

Colegio Helvetia de Bogotá – École Suisse Schweizerschule

Colegio Italiano Leonardo Da Vinci

Marymount

Gimnasio La Montaña

Colegio Los Nogales

Rochester School

Santa Francisca Romana

Saint George's School – Colegio San Jorge de Inglaterra

Santa María

Gimnasio Vermont

Gobierno de España – Ministerio de Educación, Cultura y Deporte – Embajada de España – Agregaduría de Educación – Centro Cultural y Educativo Español "Reyes Católicos"

Con el apoyo de:

Colombia aprende – La red del conocimiento

DIRECTV Escuela

Clase 1

Tema: El agua (estructura y propiedades físicas)

Actividad 1

Lea el siguiente texto y los cuadros de diálogo que lo acompañan.

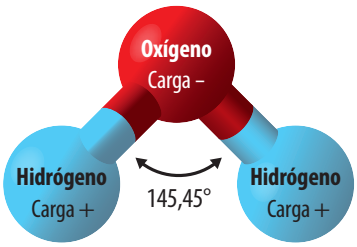
Lectura 1

¿Qué características tiene el agua del río Atrato?

El agua es una de las sustancias más abundantes en la biosfera y ésta compone parte vital de nuestro cuerpo y el mundo. Alguna vez se ha preguntado ¿por qué el agua moja? La pregunta pareciera obvia pero no lo es. Por lo tanto, es necesario hablar de la estructura del agua y sus propiedades. 1

La molécula de agua es **triatómica**, es decir, está compuesta por tres átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno, unidos mediante enlaces que tienen diferente capacidad (fuerza) para atraer los electrones. Estos átomos no están unidos en una línea recta, pues la forma geométrica hace que la molécula tenga dos polos, como los de un imán, con una carga negativa cercana al átomo de oxígeno y cargas positivas cerca de los hidrógenos. Entre diferentes moléculas de agua se generan fuerzas de atracción entre los átomos de hidrógeno (positivo) con los átomos de oxígeno (negativo), de tal manera que las moléculas se mantienen unidas y poseen una fuerza de adherencia que se manifiestan cuando las moléculas entran en contacto con otra superficie.

Por tal razón las **fuerzas de cohesión**[1] que son las fuerzas que mantienen unidas las partículas de agua (H_2O) y las fuerzas de **adherencia**[2], aquellas que se manifiestan cuando las moléculas de agua entran en contacto con otra superficie son las razones por las que el agua moja.



Molécula de agua

Cuando las fuerzas de cohesión son menores que las de adherencia, el liquido (agua) "moja" y lógicamente, cuando son mayores las de cohesión el liquido no mojará (como sucede por ejemplo, con el mercurio).

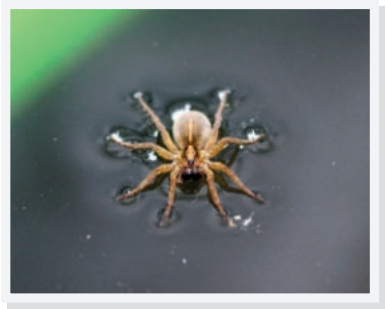
1 **¿Sabía que...?** Más del 70% de la tierra está cubierta por agua pero solo un 3% es agua apta para el consumo humano y que en Colombia por cada metro cuadrado de páramo se produce 1 litro de agua por día.

Páramo colombiano

[1] **Fuerzas de Cohesión:** la atracción entre moléculas que mantiene unidas las partículas de una sustancia. http://fluidos.eia.edu.co/hidraulica/articuloses/conceptosbasicosmfluidos/cohesi%C3%B3n/cohesi%C3%B3n.htm

[2] **Adherencia: 1.** Unión física, pegadura de las cosas. **2.** Cualidad de adherente. **3.** Parte añadida. **4.** Resistencia tangencial que se produce en la superficie de contacto de dos cuerpos cuando se intenta que uno se deslice sobre otro.

Propiedades físicas del agua



- **Tensión superficial:** Si alguna vez ha visto pequeños insectos caminando sobre el agua, como si la superficie del agua actuara como la piel, esta propiedad se debe a la fuerza de atracción mutua que se presenta entre las moléculas del agua. Dichas fuerzas no son iguales en la superficie y en el interior del líquido (agua). Las moléculas de agua que se encuentran en el interior (abajo) están completamente rodeadas de otras moléculas de agua (arriba, abajo y a los lados). En el interior del agua contenida en un recipiente se anulan unas fuerzas con otras. Esto no ocurre en la en la superficie y por ello esta película superior en el agua, formada por las moléculas, presenta una fuerza en forma de red que hace que un insecto de muy bajo peso con el peso repartido entre todas las patas, no se hunda. Lo contrario ocurre en la moléculas de la superficie ya que no tienen otras moléculas arriba, del tal manera que la fuerza de atracción es muy fuerte hacia las moléculas de los lados como con las que se encuentran abajo. A esa unión se le denomina **tensión superficial** formando una especie de piel elástica sobre la que se apoya el insecto; en comparación al insecto usted no puede caminar sobre el agua ya que usted hace que esta tensión superficial disminuya y su cuerpo se hunda.
- **Punto de ebullición:** temperatura a la cual se produce el cambio de estado líquido a gaseoso.
- **Punto de fusión:** temperatura a la cual se produce el cambio del estado sólido a líquido. A nivel del mar la temperatura de ebullición del agua es de 100 °C y la de fusión es de 0 °C.
- **Densidad:** es la cantidad de masa en un determinado volumen. La densidad del agua es de 1 g/cm^3, esto quiere decir que en 1 cm^3 de agua encontramos una masa de 1g. La densidad varía con la temperatura y presión tal como se puede ver en la figura. El hielo es menos denso porque si la misma masa aumenta de volumen esta relación disminuye; el agua solida aumenta de volumen por la disposición de las moléculas.

El hielo es menos denso que el agua líquida, gracias a que las fuerzas de atracción entre los átomos ocupan más espacio (tridimensionales). Imagen tomada y adaptada de *Quimica organica* Santillana pág 178.

- **Apariencia:** es incolora, no tiene olor y no tiene sabor, cualquier cambio en estas propiedades se debe a otras sustancias que están disueltas en ella.

Propiedades disolventes del agua

¿Alguna vez ha preparado limonada? Si lo ha hecho, sabe que generalmente está acompañada de azúcar y agua. ¿Ha observado cómo se mezclan los ingredientes en el momento de agregar el azúcar en el agua? Seguramente sí. Por lo tanto, usted ha observado las propiedades disolventes del agua. Un **solvente** es una sustancia que puede disolver otras moléculas a las que se les conoce como **solutos**.

Debido a su estructura molecular y su fuerza para atraer los electrones, el agua tiene una habilidad para establecer enlaces estables con los átomos de hidrógeno de otras moléculas. El agua es un excelente solvente, lo que significa que puede disolver muchos tipos de moléculas diferentes por lo que es considerada como el "solvente universal", pero no todas las moléculas de todos los compuestos se disuelven en ella. Por ejemplo, el aceite no se disuelve en agua. La naturaleza de las moléculas influye en la disolución en agua; esta puede disolver moléculas polares mientras que no puede disolver las apolares.

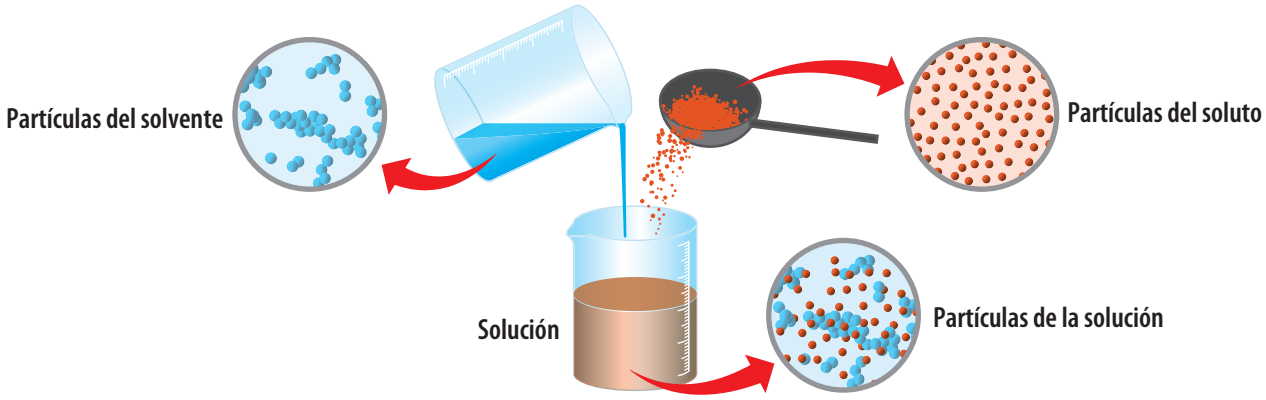


Imagen tomada y adaptada de https://www.blinklearning.com/Cursos/c878509_c47239169__Mezclas_homogeneas_o_disoluciones.php

El río Atrato es el tercer río más grande de Colombia y se considera uno de los más caudalosos del mundo. Este recorre gran parte del departamento de Chocó, pero desde hace mucho tiempo ha enfrentado efectos causados por la contaminación.

Río Atrato

¿Cómo se contamina el agua? El agua puede contaminarse con diferentes tipos de compuestos, así como con microorganismos y variaciones bruscas de temperatura. De este modo se afecta toda la parte biotica y el oxigeno disuelto en el agua y se afecta por lo tanto, la salud de los animales y los humanos.

1. **Contaminantes industriales:** dentro de este grupo se encuentran las sustancias tóxicas como hierro, magnesio, zinc, cobre y mercurio, los cuales afectan las propiedades físicas del agua tales como: color, sabor y textura.
2. **Contaminantes orgánicos:** entre estas sustancias están los detergentes responsables de la espuma y la concentración de impurezas; los residuos sanitarios y las basuras generan malos olores, así como infecciones en la población.
3. **Contaminación biológica:** la presencia de microorganismos como bacterias y **protozoos**[3] en el agua destinada a consumo humano constituye un grave problema de salud pública, ya que estos organismos producen enfermedades graves.

[3] **Protozoos:** grupo de animales eucariotas formados por una sola célula, o por una colonia de células iguales entre sí, sin diferenciación de tejidos y que vive en medios acuosos o en líquidos internos de organismos superiores https://www.google.com.co/search?safe=strict&rlz=1C1GNAM_esCO687CO687&q=Diccionario

4. Contaminación térmica: se produce cuando agua caliente, proveniente de industrias, es vertida al agua. El agua caliente contiene menos oxígeno disuelto que el agua más fría. Esto provoca alteraciones graves en la estructura de las comunidades acuáticas (biodiversidad). Por ejemplo, el calentamiento global ha ocasionado un gas que atrapa el calor y aumenta la temperatura del planeta en el mar, lo que afecta a los arrecifes pues se altera el ciclo de los animales que se alimentan de dichos corales y esto produce reacciones en cadena en el planeta. 2

Fuente:

Tomado y adaptado por el equipo de Ciencias de ASF de Mondragón y otros, (2005). *Química inorgánica*. Ed, Santillana. Bogotá.

2

¿Sabía que...? La coloración de los ríos no solo se relaciona con los contaminantes que el agua transporta. Según el origen de los ríos, es decir sus condiciones geológicas y geomorfológicas, los ríos también pueden clasificarse de acuerdo con los tipos de **sedimentos** y contenido de **nutrientes**. Existen tipos de ríos blancos, negros o de aguas claras. Por ejemplo, los ríos de aguas negras están usualmente **asociados** a cuencas con suelos extremadamente arenosos, mientras que **cuando un río acarrea grandes cantidades de sedimentos arcillosos y el agua se ve de color turbio, limo o lama, similar al café con leche, se cataloga como río de aguas blancas**.

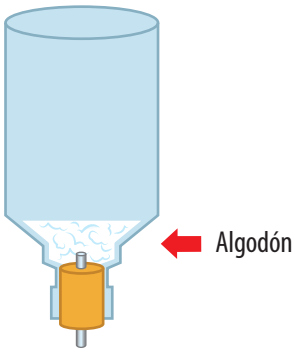
Río Atrato

Actividad 2

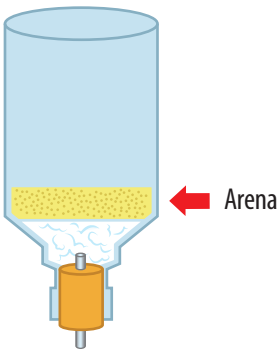
Construyendo un purificador de agua

1 **Siga los pasos descritos en la práctica para la construcción del purificador de agua.**

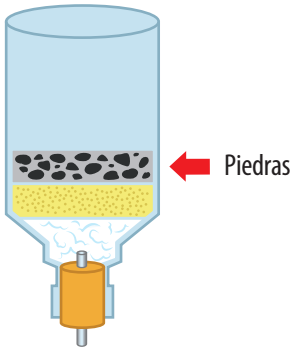
a) Sin quitar la tapa de la media botella, introduzca el algodón hasta el cuello de esta, tal como indica la imagen.



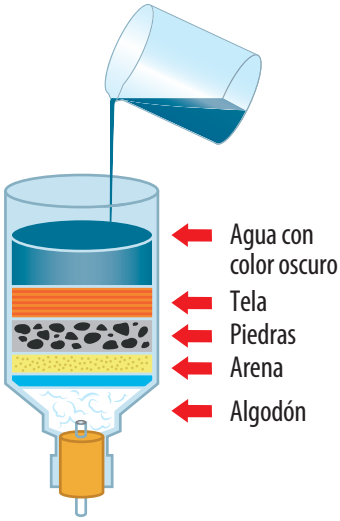
b) Agregue una capa de arena similar a la del algodón como indica la imagen.



c) Introduzca una capa gruesa de piedras encima de la arena tal como se indica en la imagen.



d) Coloque la gasa o la tela y vierta agua con color oscuro o turbia. De no tener agua sucia, diluya tierra oscura y agua en un vaso. Esta filtración no retira posibles microorganismos presentes en el agua a filtrar.



e) Por último, quite la tapa y coloque el vaso.

2 ¿El filtro que construyó reduce la concentración de contaminantes en el agua? ¿Por qué?

Clase 2

Tema: Mezclas homogéneas: soluciones

¿Qué es una solución? ¿Cuáles son sus componentes?

Actividad 3

1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 2

Mezclas homogéneas: soluciones

Las **mezclas** son uniones físicas de sustancias donde la **estructura de cada sustancia no cambia y sus propiedades químicas se mantienen**. Sin embargo, las proporciones entre sus componentes pueden variar y estos pueden ser separados por procesos físicos. Las mezclas se clasifican en heterogéneas y homogéneas.

Una **solución** o **disolución** es una mezcla homogénea donde las sustancias combinadas poseen la más alta fuerza de cohesión y se distribuyen de manera uniforme. Si tomamos dos muestras tendrán la misma proporción de las sustancias que la componen. Por esto sus componentes o sustancias no son identificables a simple vista. Así mismo no se presenta un **cambio químico**[4] ya que las sustancias de la mezcla no forman una nueva sustancia.

*Arroz con verdura**

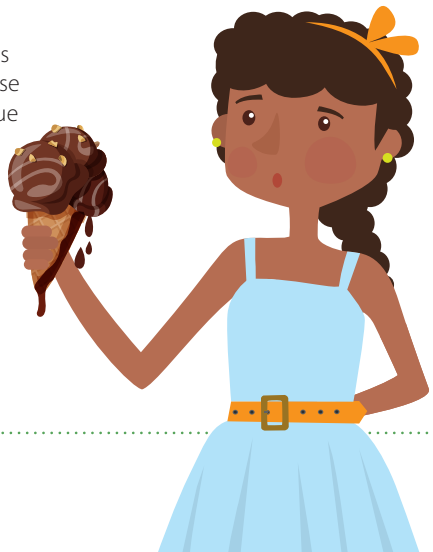
Leche

Helado con chocolate

Vino

[4] **Cambio químico:** aquel cambio que afecta la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias. Por ejemplo, cuando el hierro se oxida en presencia de aire o agua y se forma óxido de hierro podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente.

* Imagen tomada por Mauricio Quintero, equipo de Ciencias ASF.



2 **De las imágenes anteriores, ¿cuáles pueden ser clasificadas como soluciones? ¿Por qué?**

Imagen	¿Por qué?

3 **Seleccione la respuesta correcta:**

El cobre, el estaño y el aluminio poseen propiedades específicas. Cuando se funden pueden formar el bronce de aluminio que posee composición uniforme. Las proporciones de estos elementos pueden variar; sin embargo sus propiedades se conservan. A partir de esta información el bronce de aluminio son:

a) un átomo

b) un elemento

c) una mezcla homogénea

d) una mezcla heterogénea

Pregunta tomada de: https://educacionyempresa.com/wp-content/uploads/2015/10/Ejemplos-de-preguntas-saber-9-ciencias-naturales-2015.pdf

Actividad 4

Lea el siguiente texto.

Lectura 3

Componentes de las soluciones

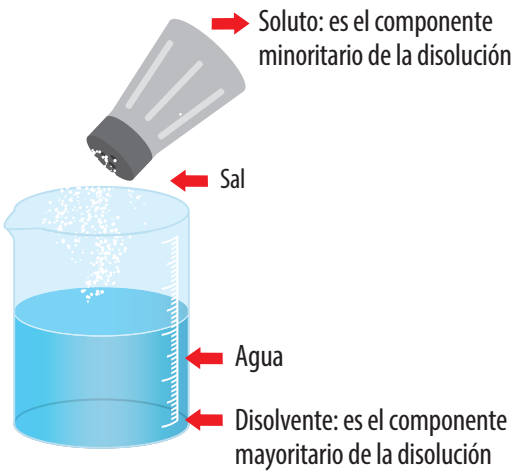
La sustancia que compone la solución se llama **soluto**[5] el cual se distribuye uniformemente en otra sustancia llamada **solvente**[6].

El solvente y el soluto no reaccionan entre sí y se pueden mezclar en distintas proporciones. Por ejemplo, una pequeña cantidad de sal disuelta en agua proporciona un sabor ligeramente salado; a medida que se disuelve

[5] **Soluto:** la sustancia que se disuelve en la solución.

[6] **Solvente:** la sustancia en la que se disuelve el soluto.

más sal, el agua sabe cada vez más salada. Por lo general, la sal (soluto) es la sustancia de la solución presente en menor cantidad, mientras que el agua en este caso (solvente) es el componente mayoritario. Por lo tanto, cuando la sal (un soluto y el agua, un solvente, se mezclan, se obtiene una solución de agua salada.

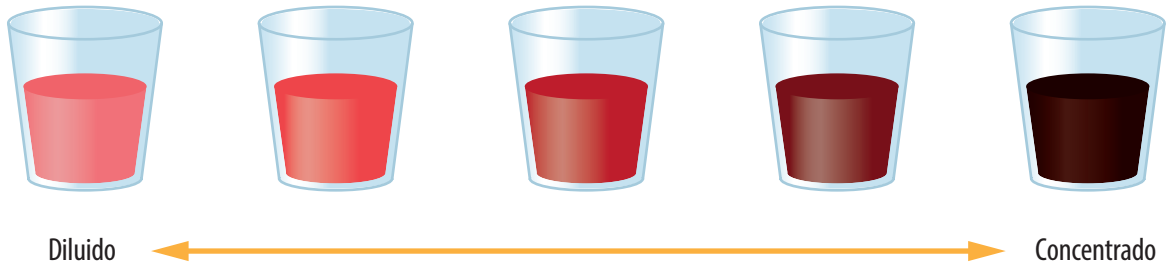


Las soluciones pueden estar compuestas de varias proporciones de acuerdo con la cantidad de soluto dado en un solvente. Por lo tanto, las soluciones pueden variar en concentración. La concentración de una solución (la concentración se simboliza con corchetes [ ]) es una medida de la cantidad de soluto (sto) disuelto en una cantidad fija de solución (sln). Cuanto más soluto se disuelva, mayor será la concentración de la solución.

[ ] en peso (sln) = Cantidad de soluto (sto) gramos ÷ volumen de la solución (litros)

Es decir, la concentración en peso de una solución es la relación entre la cantidad de soluto en gramos sobre el volumen de la solución en litros.

Como mencionamos en el ejemplo anterior, al adicionar más sal al agua se aumentará la concentración de la solución, y llegará un punto en que la sal no podrá disolverse.



Solución de tinta en agua, donde se aumenta la concentración de tinta.

Por lo tanto, de acuerdo a la concentración, las soluciones pueden distinguirse en:

- **Soluciones diluidas:** la cantidad de soluto se encuentra en una mínima proporción en relación al volumen de la solución.
- **Soluciones concentradas:** la cantidad de soluto en un volumen determinado es considerable.
- **Soluciones insaturadas:** el soluto no alcanza la cantidad máxima posible.
- **Soluciones saturadas:** se ha alcanzado la mayor cantidad de soluto posible para diluir.
- **Soluciones sobresaturadas:** contiene más soluto del que puede existir para ser diluido.

Fuente:

http://ejemplosde.org/quimica/ejemplos-de-soluciones/#ixzz571S3F17b Consultada el 23 de febrero de 2018

Actividad 5

De las siguientes soluciones:

1. **20 ml de alcohol etílico mezcladas con 80 ml de agua.**
2. **500 ml de agua con 20 g de sal disueltas (vol solución: 500ml).**
3. **80 g de sal en 2 litros de agua.**

a) Identifique el soluto y solvente de cada solución y explique ¿por qué?

b) Encuentre la concentración por peso de la solución número. 3

3

Recuerde que… Para poder encontrar la concentración por peso debe tener el volumen de la solución en litros. Si la respuesta al problema le da el volumen en mililitros debe convertirlo a litros. Tenga en cuenta que 1 litro (l) equivale a 1.000 mililitros (ml).

Por ejemplo, se convierte 20 mililitros a litros de la siguiente manera:

20 ml * 1l /1000 ml = 0.02 l

c) Entre la solución 2 y 3 ¿cuál presenta mayor concentración? ¿Por qué?

Actividad 6

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 4

¿Qué son las soluciones?

Las soluciones pueden ser una mezcla de líquidos, sólidos o gases. El latón, por ejemplo, es una solución sólida que se forma enfriando una mezcla de zinc líquido y cobre líquido. La solución que resulta tiene el mismo estado (sólido, líquido ó gaseoso) que el solvente. Así, cuando se disuelve sal en agua, la solución de sal resultante es líquida. El agua carbonatada o refrescos con burbujas se preparan disolviendo dióxido de carbono gaseoso en agua; el dióxido de carbono es el soluto y el agua es el disolvente.

La mayoría de las soluciones biológicamente importantes son aquellas en las cuales los gases, líquidos o sólidos se disuelven en agua. Estas soluciones se llaman **soluciones acuosas** en las que el agua es el disolvente y son importantes para los organismos vivos.

Por ejemplo:

- Los microorganismos marinos pasan sus vidas inmersos en el mar, una solución acuosa.
- La mayoría de los nutrientes que las plantas necesitan están en soluciones acuosas en el suelo húmedo.
- El plasma, la parte líquida de la sangre es una solución acuosa que contiene nutrientes y gases disueltos.
- Las células corporales existen en soluciones acuosas de fluido intercelular.

Fuente:

Tomado y adaptado de: Albert Towle (1993) *Modern Biology*. HBJ. USA

2 Con base en la lectura anterior complete la siguiente tabla.
De la siguiente lista de soluciones, ¿cuáles son mezclas gas-gas, líquido-gas, sólido-líquido o sólido-sólido?

Solución	gas-gas	líquido-gas	sólido - líquido	sólido-sólido
Sal disuelta en agua			✗	
Oro disuelto en mercurio				
Aleación de zinc y estaño				
Espuma de afeitar				
Aire atmosférico				
Agua carbonatada				

Actividad 7 – Tarea

1. Realice un mapa conceptual donde relacione los siguientes conceptos: mezclas homogéneas, soluciones, soluto, solvente, soluciones insaturadas, soluciones saturadas, soluciones sobresaturadas.

2. Lea la lectura 5 para la próxima clase.

Clase 3

Tema: Expresión matemática de las soluciones (partes por millón ppm, % volumen/volumen, % masa/masa)

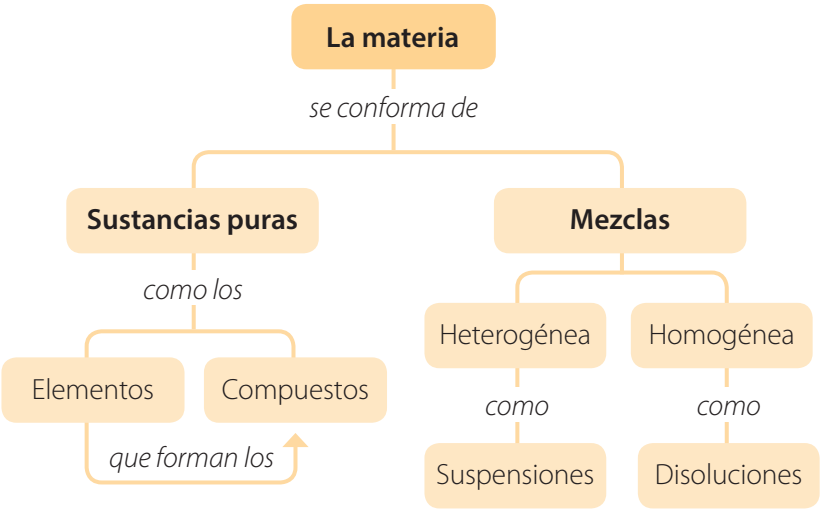
Expresiones matemáticas de las soluciones

Actividad 8

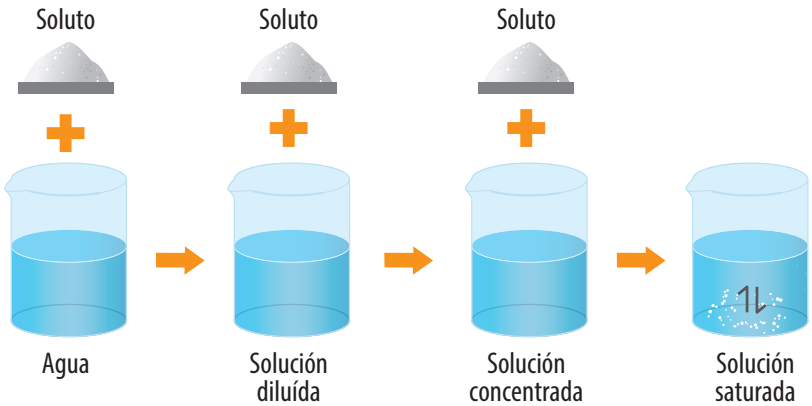
Lea el siguiente texto.

Lectura 5

Diluciones, unidad de concentración 4



Una **solución** es una mezcla homogénea que se compone de dos o más sustancias no visibles a simple vista, ni por el microscopio, aunque algunas veces son visibles al ojo humano, en relaciones de masa mayores (por ejemplo en gramos). Sus propiedades y sus componentes son iguales en toda mezcla. Una solución se diferencia de otra por la composición y la concentración de sus sustancias. En una solución, se reconocen dos componentes principales que son el **soluto** y el **solvente**. 5



4

¿Sabía que…? Se clasifica como **materia** a cualquier cosa que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Ejemplo: el aire (gases), el agua (líquidos), las rocas (sólidos) y el sol (plasma). El hombre, gracias a su curiosidad, se ha propuesto encontrar la parte más pequeña de la materia y constituyente de todas las cosas, por lo cual llegó a la idea del átomo. Esta idea se fue consolidando con el paso del tiempo, primero de forma filosófica y en la actualidad con el análisis experimental, apoyado de la física y matemáticas.

5

Recuerde que… El **soluto** es el componente que se disuelve en una solución, generalmente se encuentra en menor cantidad y puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso.

El **solvente** es el componente de una disolución que disuelve al soluto y se encuentra en mayor proporción; generalmente el agua se reconoce como el disolvente universal, así se encuentre en menor proporción. El disolvente puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso.

Unidades de concentración

Gran parte de las propiedades de las disoluciones dependen de las cantidades relativas del soluto y del disolvente, es decir, de su concentración. De manera general, para expresar cuantitativamente la concentración de una disolución se puede establecer la proporción en la que se encuentra la cantidad de soluto y del solvente o la cantidad de solución.

Denominación	Símbolo	Unidades
Porcentaje Peso a Peso	% p/p	$\frac{\text{Peso soluto}}{\text{Peso disolución}} \times 100$
Porcentaje Volumen a Volumen	% v/v	$\frac{\text{Volumen soluto}}{\text{Volumen disolución}} \times 100$
Porcentaje Peso a Volumen	% p/v	$\frac{\text{Peso soluto}}{\text{Volumen disolución}} \times 100$

Actividad 9

Lea el siguiente texto y desarrolle el experimento que le sigue.

Lectura 6

Unidades de concentración física

¿Conoce las unidades de concentración física? ¿Las ha utilizado alguna vez? Por supuesto que las conoce aunque no sea consciente de ello. Sobre todo las ha utilizado mucho en el momento en que cocina o cada vez que prueba un alimento. Por ejemplo cuando prepara un alimento, la receta a veces nombra unidades de medida como: cucharaditas cuando agrega sal, cucharadas cuando prepara mucha sopa, pizca cuando agrega comino o color, medio pocillo cuando prepara arroz, unas gotas cuando agrega ají o limón, un tris cuando agrega aceite, entre otras. Pero se ha puesto a pensar si todas esas unidades de medida son exactas o iguales? Por ejemplo, no todas las cucharas de todos los comedores son iguales, ni en la forma ni en la cantidad que recogen. Algunas son hondas, otras pandas, pero su unidad de medida no es igual y esto cambia el sabor.

Por eso nuestro sentido del gusto es el primero en notar la concentración de alimento en una comida. Nosotros percibimos cuándo está insípido o bajo de sal, simple o bajo en azúcar, cuándo está de sabor agradable; reconocemos cuando probamos lo salado, lo dulce o lo muy ácido, entre otros sabores. Nuestro sentido del gusto es muy sensible y puede percibir ligeros cambios en el sabor (claro, si nos concentramos). ¿Cómo podremos medir cuál es la concentración mínima que puede percibir nuestro sentido del gusto? No podemos medir por gotas, porque todas las gotas son diferentes, ni cucharaditas, porque cada cuchara es diferente y mucho menos con pizca.

Experimento - Saboree

Los retamos a que comparen sus sentidos del gusto, o mucho mejor a que descubran ¿quién es el compañero que tiene el sentido del gusto más sensible?

> 6 **Recuerde que…** Una **hipótesis** es una posible respuesta a la pregunta problema o pregunta de investigación. Esta posible respuesta debe contar con un sujeto, una acción y la confirmación o rechazo de lo que plantea la pregunta.

1. **Antes de iniciar, trate de responder la pregunta problema y proponga ideas para medir la percepción mínima del sabor ácido del limón con el fin de confrontar luego los resultados con las opiniones del curso. Cuando termine su propuesta pase al paso 2.**

Pregunta problema

¿Qué tan sensible es su sentido del gusto para percibir el sabor ácido del zumo de limón? ¿Cómo puede asignarle un valor?

Posible respuesta - Hipótesis 6

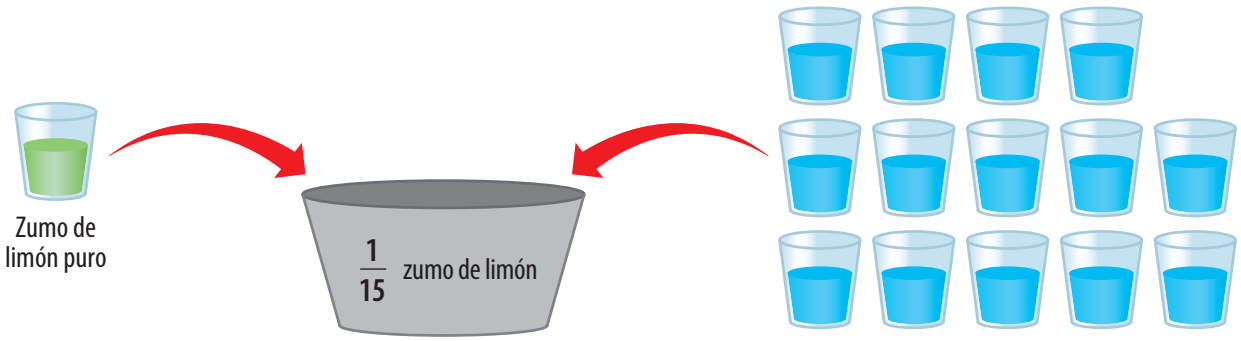
_____

_____

_____

Desarrollo

2. **Lave con jabón cada uno de los recipientes que vaya a utilizar.**
3. **El profesor traerá con anterioridad zumo de limón para dar a probar una pequeña cantidad a cada estudiante. Así usted conocerá la pureza del zumo de limón con una concentración del 100%.**
4. **Como unidad de medida, se utilizarán las copas plásticas pequeñas. Cada grupo de estudiantes tendrá una copa con las mismas dimensiones, esto con el fin de no alterar los resultados de cada grupo.**
5. **A continuación, el profesor realizará la primera solución del zumo de limón, donde agregará a una taza grande una copa de zumo de limón y 14 copas de agua como lo muestra el siguiente gráfico. Revolvemos para homogeneizar la mezcla.**

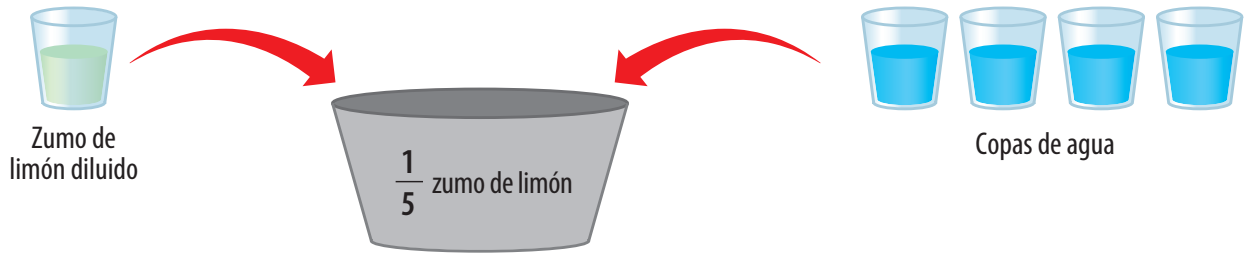


$\frac{1}{15}$ → numerador → denominador

Al final se agregan 15 copas de las cuales solo una es de limón, obteniendo zumo de limón diluido a una quinceava parte o (1/15).

6 **Luego, a cada grupo se le entregará una copa de zumo de limón de la dilución anterior (1/15) para que continúe con las diluciones.**

7 **Vierta en una taza el contenido de la copa entregada por su profesor y a esto agréguele 4 copas de agua para diluirla a la quinta parte como lo muestra el gráfico. No se olvide de homogeneizar la mezcla.**



Mezcla de 4 copas de agua y una copa de zumo de limón diluido

8 **Si cada integrante percibe el sabor, significa que todavía no estamos en el punto mínimo, así que continuamos haciendo más diluciones. Primero guarde una muestra de la disolución anterior en un vaso, luego tome una copa llena de la dilución anterior y bote el contenido de la taza grande.**

9 **Repita la disolución 1/5, como lo muestra el gráfico anterior y después pruebe la nueva disolución usando una cuchara. Para evitar que el sabor de limón se quede en su paladar cada vez que prueba el zumo de limón, realice un enjuague bucal con agua.**
Anote la dilución hecha en la Tabla 1. 7 8

Tabla 1. Número de diluciones y concentración

Nombre:						Dilución total
1. Dilución	2. Dilución	3. Dilución	4. Dilución	5. Dilución	6. Dilución	
$\frac{1}{15}$	$\frac{1}{5}$					

7

¿Sabía que…? Dos de los modos más frecuentes de expresar la concentración de una disolución (la cantidad de soluto que contiene) son la **fracción molar** y la **fracción másica**. Ambas tienen en común la palabra fracción, que hace referencia siempre al cociente entre una parte del sistema y el total del sistema. En nuestro caso, se trataría de un cociente en el que el soluto se encuentra en el numerador y la disolución (disolvente más soluto) en el denominador.

8

Recuerde que… Las fracciones se suman así:

Recuerde que el punto significa multiplicar.

$$\frac{1}{4}+\frac{1}{3}=\frac{1\cdot 3+4\cdot 1}{4\cdot 3}=\frac{3+4}{12}=\frac{7}{12}$$

10 **Si después de haber probado la anterior disolución, su grupo continúa percibiendo el sabor, repita otra vez el punto 9, y continúe haciéndolo: apunte los datos en la Tabla 1, hasta que alguno de sus compañeros no logre percibir el sabor ácido del zumo de limón. Cuando lo logre, habrán llegado al umbral en percibir el sabor ácido del limón.**

11 **Siga los siguientes pasos con el compañero que no percibe el sabor. Tome la disolución hecha y:**

a) Llene 4 copas de zumo de limón diluido.

b) Tome la primera copa y disuélvala a la 1/2 como aparece en la siguiente imagen. Pruebe la solución marque con una ✗ si su compañero percibe o no percibe el sabor ácido.

c) Tome la segunda copa y disuélvala a 1/3, pruebe y marque con una ✗ la siguiente imagen.

d) Tome la tercera copa, disuélvala a 1/4, pruebe y anote en la Tabla 2.

e) Tome la cuarta copa, disuélvala a 1/5, pruebe y anote en la Tabla 2.

Tabla 2

Copas de zumo de limón diluido	Copas de agua	Taza con disolución a:	Percibe el sabor del zumo de limón	
			Si	No
	+ =	1/2		
	+ + =	1/3		
	+ + + =	1/4		
	+ + + + =	1/5		

Nota: si percibe el sabor a 1/5, tome cuatro copas de la disolución y repita el paso 8 hasta que no perciba el sabor. No se olvide anotar que ya le hizo una dilución a 1/5 y que le piensa hacer otra.

12 **Después de realizar el punto 8, la última disolución donde logró percibir el sabor indica su límite en percibir el sabor del zumo de limón. Para saber la concentración exacta, tome sus apuntes y complete la Tabla 1.**

Para conocer la concentración mínima de zumo de limón que su sentido del gusto puede percibir, multiplique cada uno de los fraccionarios de cada dilución. Recuerde que el resultado indica la cantidad de copas llenas de la mezcla en el denominador, y la cantidad de copas de zumo de limón puras en el numerador.

$$\frac{\text{Copas llenas de la mezcla}}{\text{Cantidad de copas de zumo de limón puras}}$$

13 **Con ayuda de los anteriores pasos, cada estudiante del grupo calcula su mínima concentración para percibir el zumo de limón. Registre los resultados en la Tabla 2.**

Nombre del estudiante	Dilución total

Actividad 10 – Tarea

Cuestionario

1 **Escriba el nombre de los cinco (5) mejores estudiantes del curso en percibir la mínima concentración del zumo de limón.**

2 **¿Cuál fue la unidad de volumen utilizada en la actividad?**

3 **Compare las diluciones de los cinco (5) mejores estudiantes.**

a) Haga una tabla de datos en donde organice la información.

b) Luego describa en un párrafo el valor que cada uno obtuvo y las posibles razones por las que algunos perciben más o menos la acidez.

4 Identifique cuál es el soluto y el solvente.

1. _____

2. _____

Fuente:

Actividad adaptada de: Álvarez Fuentes, A. E. *Estrategia didáctica de aula para la enseñanza de mezclas en química utilizando la cocina como herramienta motivadora en el aprendizaje* (2012). (Tesis doctoral, Universidad Nacional de Colombia).

Clase 4 Esta clase tiene video

Tema: %volumen / masa - %masa / masa

Actividad 11

1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 7

La concentración de las soluciones

De acuerdo con la cantidad de soluto presente, tendremos soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Si bien podemos diferenciar una solución concentrada de una diluida, no podemos determinar exactamente qué tan concentrada o diluida está. A continuación veremos cómo se cuantifica la cantidad de soluto presente en una solución, a través del concepto concentración.

Concentración: la concentración de una solución expresa **la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución**. En términos cuantitativos, esto es la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente, entre soluto y solución. Esta relación suele expresarse en porcentajes.

Unidades de concentración

1. **Porcentajes referido a la masa:** relaciona la masa del **soluto**, en gramos, presente en una cantidad dada de **solución**. Teniendo en cuenta que el resultado se expresa como **porcentaje de soluto**, la cantidad de solución suele tomarse como 100g.

La siguiente expresión resume estos conceptos

$$\%\text{ en masa del soluto} = \frac{\textit{masa (g) de soluto}}{\textit{masa (g) de solución}} * 100 \text{ se expresa en \% p/p o \% m/m}$$

2. **Porcentaje referido al volumen:** se refiere al volumen de soluto, en ml. presente en cada 100 ml. de solución.

La expresión que se utiliza para calcularlo es

$$\%\text{ en volumen del soluto} = \frac{\textit{volumen de soluto}}{\textit{volumen de solución}} * 100 \text{ se expresa en \% v/v}$$

3. **Porcentaje masa-volumen:** representa la masa de soluto (en g) por cada 100 ml. de solución. Se puede calcular según la expresión:

Para calcularlo

$$\%\text{ masa} = \frac{\textit{masa de soluto}}{\textit{volumen solución}} * 100 \text{ se expresa en \% p/v o \% m/v}$$

Fuentes:

- Tomado y adaptado de Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. , (2005). *Quimica inorgánica*. Bogotá: Ed,
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.

2 Responda las siguientes preguntas.

a) El vinagre es una disolución acuosa que se forma por la dilución entre ácido acético (**CH_3COOH**) y agua (**H_2O**). Si se toman 35,4mL de **CH_3COOH** puro y se mezclan en 250mL de **H_2O**, ¿cuál es la concentración porcentual volumen - volumen (%v/v) del **CH_3COOH** en **H_2O**?

b) La cocina de un restaurante famoso de la ciudad de Quibdó requiere usar 500mL de una disolución de cloruro de sodio (**NaCl**) en agua (**H_2O**) al 10,6%m/m. ¿Cuánto **NaCl** deberán agregar para producir dicha disolución?

Ejercicios donados para ASF por el profesor Oscar Ospina, docente del Departamento de Ciencias del Gimnasio Campestre, 2018. Bogotá - Colombia.

Actividad 12

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 8

Problema de salud pública - exceso de azúcar en los alimentos

Las bebidas gaseosas son, hoy en día, una de las bebidas más consumidas en todo el mundo, especialmente entre la población joven. El consumo comienza a muy temprana edad y aumenta durante la adolescencia. Se las conoce en diferentes países como gaseosa, refresco, refresco con gas, soda o *soft drink*.

Son bebidas saborizadas, **efervescentes**[7] sin contenido de alcohol. Estas bebidas representan un problema importante para nuestra salud, no sólo por lo que contienen, sino también por los alimentos que desplaza de la dieta. El consumo importantes de gaseosas se asocia a una ingesta más baja de numerosas vitaminas, minerales y fibra. Son un factor de riesgo importante para la salud en general, ya que contribuyen, sin lugar a dudas, con el sobrepeso y la obesidad. A su vez, aumentan el riesgo de osteoporosis, problemas dentales, renales y cardíacos entre otras enfermedades.

[7] **Efervescente:** que está o puede estar en **efervescencia** (desprendimiento de burbujas gaseosas a través de un líquido).

2 La etiqueta de un refresco o gaseosa de 750mL indica que su contenido de azúcar es de 60%. De acuerdo con esto, resuelva la siguiente pregunta. ¿Cuántos gramos de azúcar contiene una botella de gaseosa de 750mL?

Una solución % masa-volumen (como lo trabajamos antes) es aquella que expresa la masa de soluto (sustancia que se disuelve) por cada 100 unidades de volumen disuelto.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\textit{masa (g) de soluto}}{\textit{masa (g) de solución}} * 100$$

$$\textit{masa de soluto} = \frac{(\%m/v) * (\textit{volumen de la disolución})}{100}$$

Masa de soluto = _____

La gaseosa contiene _____ g de azúcar.

Clase 5

Tema: Diluciones

Cómo preparar una disolución

Actividad 13

Responda las siguientes preguntas basado en sus conocimientos.

1. **Cuando el vinilo (pintura a base de agua) está muy espeso, ¿qué se recomienda agregarle?**

_____

2. **Si el café queda muy cargado (concentrado) ¿qué se recomienda?**

_____

3. **Cuando la sopa se calienta y se seca, el sabor es un poco más salado. ¿Por qué?**

_____

_____

4. **¿Por qué la panela se disuelve más lentamente en agua fría que en agua caliente?**

_____

_____

_____

5. **Para pintar una reja se disuelve pintura en gasolina. ¿Cuál es el soluto y cuál es el solvente?**

_____

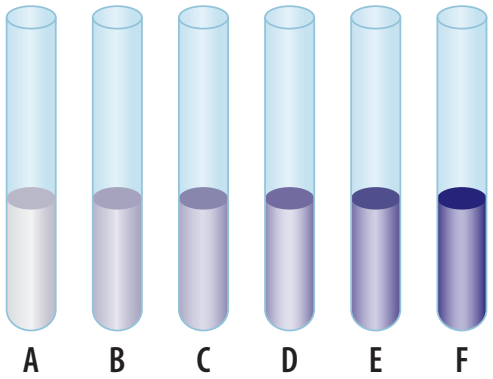
6. **Sobre la siguiente imagen, responda:**

a) ¿Qué solución contiene mayor soluto? _____

b) ¿Cuál es la más concentrada? _____

c) Cuál es la solución más diluida? _____

d) Si todas las muestras tienen el mismo volumen y el color equivale a gotas de tinta, planee un diseño experimental que relacione la cantidad de gotas que contiene cada uno de los tubos. ¿Cuántas gotas agregaría para obtener este resultado? _____ 9 10



9

Recuerde que… Las **soluciones químicas** son mezclas homogéneas, es decir presentan una sola fase.

Las **soluciones** son la mezcla de un soluto y un solvente; el soluto es la sustancia disuelta y el solvente es el medio donde se dispersa. El solvente generalmente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad. Cuando el agua es uno de los componentes, se considera que es el solvente, aun cuando se encuentre en menor cantidad.

10

Para tener en cuenta: La masa de un mol de sustancia, llamada **masa molar**, es equivalente al peso atómico o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

- 1 mol de hidróxido de potasio (KOH) es el equivalente en gramos de las peso atómico.

  1 mol = peso en gramos/peso molecular.

  K (potasio) = 39 g/mol O (oxígeno) = 16 g/mol H (hidrógeno) = 1 g/mol

  para un total de 56 g/mol de KOH

- ¿Cuántas moles son 63 g de H_2O ?

  1 mol de H_2O pesa 18 g (H = 1 g/mol x 2 átomos + O=16 g/mol)

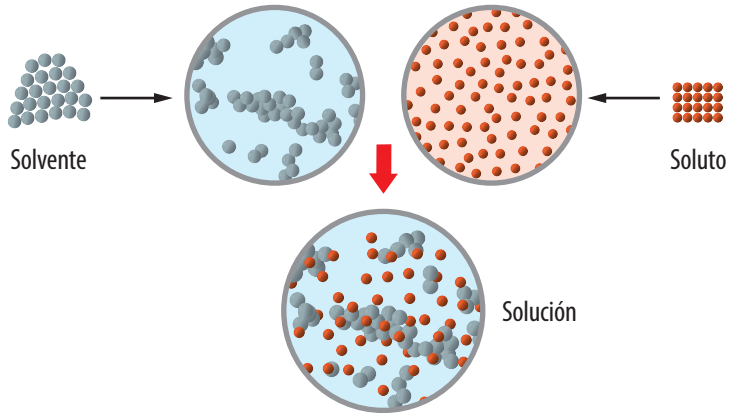
  (63 g)/(18 g/mol) = 3,5 moles

Actividad 14

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 9

Cálculos de la dilución



Tomado y adaptado de: http://www.bdigital.unal.edu.co/50834/1/71762688.2015.pdf

La molaridad se define como el número de moles de soluto contenido en un litro de solución.

Ejemplo: 0,17 mol KOH (hidróxido de potasio) en 450 ml de agua.

$$M = \frac{\textit{moles de soluto}}{\textit{Volumen de solución (L)}} \qquad M = \frac{0{,}17 \text{ mol}}{0{,}450 \text{ l}} = 0{,}37 \text{ Molar}$$

Esta es la medida de concentración de la solución de hidróxido de potasio. 11

11

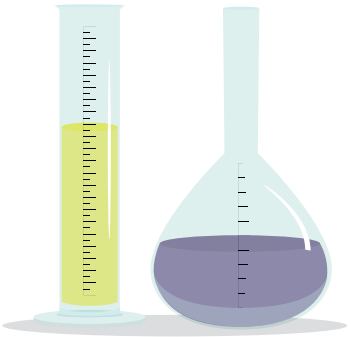
Recuerde que…

Algunas equivalencias importantes son:

- 1,0 litro equivale a 1.000 ml.
- 500 ml equivale a 0,5 l.
- 1,0 kg equivale a 1.000 g.
- 1,0 cm_3 se escribe igual a 1,0 cc y equivale 1,0 ml

Dilución es disminuir la concentración de una solución añadiendo un solvente

¡Es diferente dilución de disolución!



Si se desea hacer una dilución de esta solución, se le agrega más solvente, pero es importante tener en cuenta cuál va a ser la nueva concentración o el nuevo volumen. Para realizar una dilución se utiliza la siguiente relación matemática.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Que se lee: concentración inicial por volumen inicial es igual a concentración final por volumen final. Como la molaridad es una unidad de concentración de las soluciones, se puede escribir así:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Que se lee: Molaridad inicial (M_1) por volumen inicial (V_1) es igual a Molaridad final (M_2) concentración final por volumen final (V_2).

Ejemplo: Calcular el volumen final de una solución 0,6 M a partir de 400 ml de HCl (ácido clorhídrico) 3,0 M.

Usando la anterior expresión matemática se puede determinar el V2, despejando: $\frac{M_1 \times V_1}{M_2} = V_2$

Reemplazando,

$$V_2 = \frac{3.0M \times 400\ ml}{0.6M} = 2.000 \text{ ml} = 2.0 \text{ litros}$$

Esto quiere decir que se agregan 1.600 ml de agua a la solución inicial y queda **diluida** a la nueva concentración de 0,6 M. en un volumen de 2.000 ml.

2 Con base en la lectura anterior responda lo siguiente:

a) Al diluir una solución, ¿el volumen aumenta o disminuye? ¿Por qué?

b) La concentración de la solución ¿aumenta o disminuye? ¿Por qué?

c) ¿Qué ocurre con la cantidad de soluto?

3 En el laboratorio se usan soluciones concentradas y para usarlas en algunos experimentos, se utilizan como base para preparar soluciones diluidas.

Responda:

a) Si inicialmente se tiene una solución de Hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$, de concentración 5,0 M, ¿cuántos mililitros de esta solución se necesitan para preparar 25 ml de una solución 1,0 M de $Mg(OH)_2$?

b) ¿Cuál es el volumen aproximado de agua que debe añadirse a 200 ml de una solución de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) 1,5 M para diluirla hasta 0,4 M?

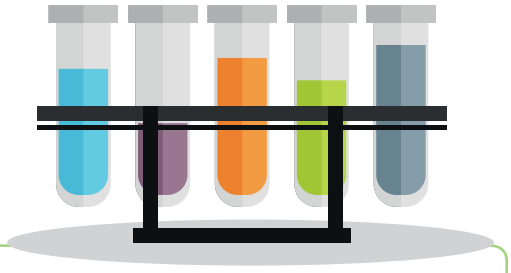
El Reto:

c) Se tienen 126 g de HNO_3 (Ácido Nítrico) en 200 ml y se desea preparar una nueva solución 5 M a partir de esta. ¿Cómo la prepararía? Diseñe un plan.

H (Hidrógeno) = 1 g/mol, N (Nitrógeno) = 14g/mol, O (Oxígeno) = 16 g/mol.

Clase 6

Tema: Factores que afectan la solubilidad



Actividad 15

1 **Lea los siguientes textos.**

Lectura 10

Miscibilidad y solubilidad

Cuando dos o más sustancias forman una solución, se dice que son **miscibles**. Si al mezclarse forman más de una fase, se dice que son **inmiscibles**.

Los términos miscible y soluble se usan como sinónimos. Por eso es correcto decir que el agua y la sal son miscibles o solubles y también que el agua y el aceite son inmiscibles o insolubles.

La **solubilidad** se refiere a la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en 100 gramos de solvente a una determinada temperatura.

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de solvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está **sobresaturada**.

Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M (molar), se tiene que la sustancia es soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M (molar) se entiende que es poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

Lectura 11

Factores que afectan la solubilidad en las soluciones

1. Naturaleza del soluto y del solvente

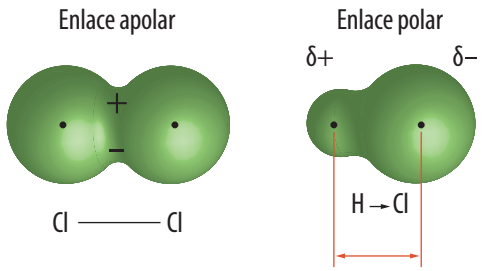
La solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente. Los sólidos iónicos son insolubles en disolventes **apolares**. En general son solubles en agua. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas de soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas, propiciando la disolución de una en otra. Como el agua es una molécula **polar**, se pueden disolver en ella solutos polares como alcohol, acetona y sales inorgánicas. Del mismo modo la gasolina, ya que tiene carácter apolar, disuelve solutos apolares como resinas, aceites y algunos polímeros. 12

2. Temperatura

Generalmente un aumento de temperatura facilita el proceso de solubilidad de un soluto. Lo que se explica por:

12

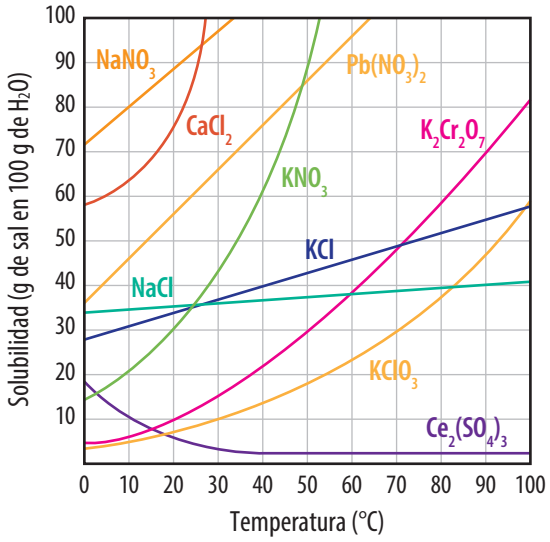
Recuerde que… Un enlace es más **polar** cuanto mayor sea la diferencia entre las electronegatividades de los átomos que se enlazan; así pues, dos átomos iguales atraerán al par de electrones covalente con la misma fuerza y los electrones permanecerán en el centro haciendo que el enlace sea **apolar**. En el enlace polar una parte queda parcialmente positiva y la otra parcialmente negativa y se designa con la letra griega δ



1) El calor suministrado al sistema aumenta la energía interna y con esto la velocidad de difusión de las partículas del soluto en el seno del solvente. 13

2) El calor suministrado es absorbido por las moléculas del soluto, debilitándose las fuerzas intermoleculares y facilitando el proceso de solubilidad.

En la siguiente gráfica se observa que las sales como nitrato de potasio KNO_3, cloruro de calcio $CaCl_2$, cloruro de potasio KCl aumentan su solubilidad cuando aumenta la temperatura de la solución. En el cloruro de sodio NaCl, la variación de temperatura no altera apreciablemente la solubilidad. En otros casos ocurre que al aumentar la temperatura disminuye la solubilidad como el caso de Sulfato de Cerio (III), $Ce_2(SO_4)_3$.



3. Presión

Tiene efecto principalmente sobre los gases siendo proporcional a la solubilidad. Es decir, a mayor presión, mayor solubilidad. "Los líquidos son prácticamente incompresibles así que no se ven afectados por la variación de presión".

4. Superficie de contacto

Este factor es importante en la solubilidad de solutos sólidos en solventes líquidos, ya que entre más esté finamente dividido sea el sólido, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas. Es por esto que en algunas situaciones la trituración de los solutos sólidos facilita la dilución.

Ejemplo: se quema más rápido la misma madera en viruta (aserrín) que en el bloque de madera.

13

Recuerde que… El calor es una cantidad de energía y es una expresión del movimiento de las moléculas que componen un cuerpo.

La temperatura es la medida del calor de un cuerpo.

Actividad 16

1 De acuerdo a la gráfica anterior responda si las siguientes son soluciones insaturadas, saturadas o sobresaturadas:

a) 40 g de KCl a 20°C es una solución sobresaturada

b) 10 g de $KClO_3$ a 30°C es _____

c) 80 g de $CaCl_2$ a 20°C es _____

d) 60 g de $K_2Cr_2O_7$ a 90°C _____

2 Con base en la siguiente tabla, diga si las siguientes soluciones son saturadas, insaturadas o sobresaturadas.

a) 37,3 g de NaCl en 100 g de agua a 60° _____

b) 100 g de $AgNO_3$ en 100 g de agua a 20°C _____, está por debajo de 225 a 20°C

c) 80 g de KBr en 100 g de agua a 20°C _____

d) 1,0 g de $BaSO_4$ en 100 g de agua a 60°C _____

Soluto	Solubilidad	
	20°C	60°C
NaCl	36	37,3
KBr	67	85,5
$KMnO_4$	64	22,2
$AgNO_3$	225	525
$BaSO_4$	0,00024	0,00036

Valores de la solubilidad de algunas sustancias en gramos del soluto en 100 gramos de H2O a 20°C y a 60°C

***Tips* para resolver:**

En la tabla, recuerde que debe tener en cuenta que un valor en gramos por encima a determinada temperatura es una solución sobresaturada. Si está por debajo es insaturada, pero si está en el valor es saturada.

En la gráfica de solubilidad de algunas sales, todo los valores en gramos de la sal a una determinada temperatura por encima de la línea de color de cada sal nos indican una solución sobresaturada, por debajo de la línea una solución insaturada y sobre la línea, una solución saturada.

Fuentes:

- https://veroaguilazenteno.files.wordpress.com/2011/08/quimica-general-raymond-chang.pdf Consultado el 24 de febrero de 2018.
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Tomado y adaptado de *Química inorgánica*, Santillana, pg. 164.

Clase 7 Esta clase tiene video

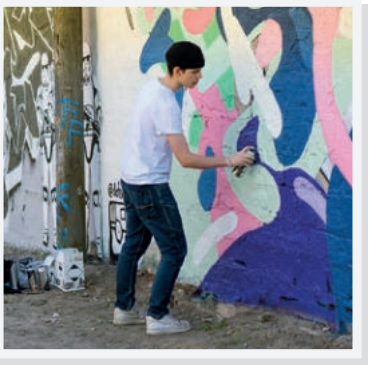
Tema: Propiedades coligativas

Actividad 17

Lea el siguiente texto.

Lectura 12

Pintando los murales del colegio



Fernando, más conocido como "Fercho", es un estudiante de grado 11 de un colegio en Acandí. Allí es muy conocido porque es un gran artista urbano y ha hecho **grafitis**[8] espectaculares. Inclusive lo han invitado de diferentes partes del mundo para que dibuje sus obras en paredes de México, Estados Unidos y Francia. Un día, dibujando una de sus obras, se imaginó que podría reutilizar las latas y de esta forma contribuir con el medio ambiente, reutilizando los materiales que usa para sus grandes obras. 14

Leyendo en Internet encontró que los aerosoles trabajan bajo un concepto llamado **presión de vapor**. Sin embargo, Fercho no sabe nada de esto. Al final de esta clase usted podrá explicarle qué es este concepto y cómo podría aplicarlo para sus aerosoles. 15

Dentro de los aerosoles de Fercho hay soluciones.

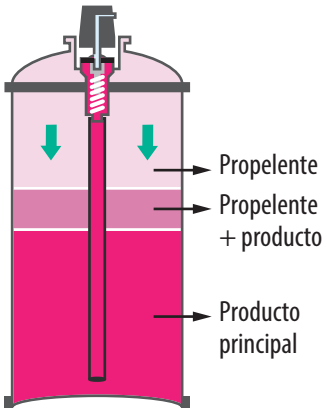
En las clases anteriores hemos visto que una solución está compuesta por un soluto y un solvente. Pues bien, un solvente cualquiera como por ejemplo el agua, tiene unas propiedades que cambian si se le agrega un soluto. Esas propiedades que surgen de la combinación de un soluto y un solvente son conocidas en el mundo de la química como **propiedades coligativas**.

¿Ha dejado alguna vez abierto un recipiente con alcohol? ¿Qué sucede con el alcohol unas horas después de dejarlo expuesto al aire sin cerrar el recipiente que lo contiene? ¡Muy bien! El alcohol desaparece. Esto sucede porque el alcohol, así como muchas sustancias, se **volatilizan**, esto quiere decir que pasan de estado líquido a gaseoso. ¿Qué sucede cuando el frasco permanece cerrado? En este caso el alcohol también

[8] **Grafiti:** firma, texto o composición pictórica realizados generalmente sin autorización en lugares públicos, sobre una pared u otra superficie resistente.

14

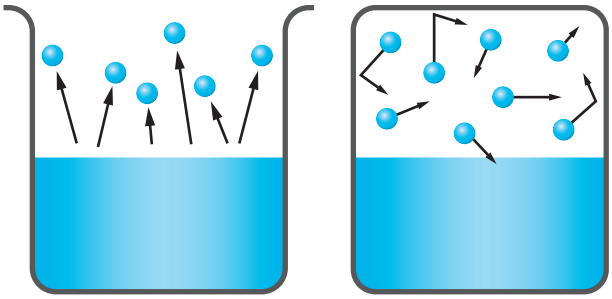
Recuerde que… Un aerosol o *spray* está compuesto por el producto principal que puede ser una pintura, un gel, *shampoo*, etc, y un propelente que es un gas que empuja el producto principal hacia afuera.



15

Para pensar… Un *spray* es un recipiente herméticamente cerrado, esto quiere decir que no puede entrar ni salir algo de allí. ¿Adentro hay presión de vapor? Explique su respuesta.

se volatiliza, pero debido a que el recipiente está cerrado, las moléculas de alcohol chocan y ellas vuelven a estado líquido, por lo cual se encuentra en un estado de equilibrio entre líquido y gaseoso. Si el recipiente está cerrado, el gas que produce el líquido ejerce una presión contra el recipiente. A esto se le llama **presión de vapor**.



*En un recipiente cerrado las moléculas que se volatilizan producen una presión contra el recipiente, lo cual es conocido como **presión de vapor**.*

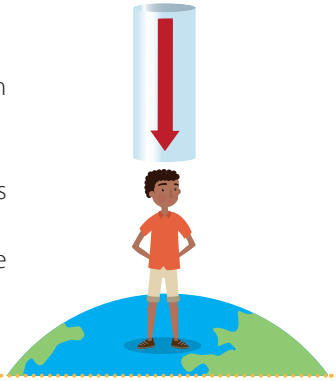
Actividad 18

1 **La presión de vapor de una solución puede cambiar dependiendo de si tiene un soluto o no. A continuación, encontrará una tabla de datos de la presión de vapor de un solvente sin soluto y con soluto. Usted verá graficada la curva para la presión de vapor del solvente sin soluto. En la misma hoja de gráfica y con base en la tabla, realice la curva usando color rojo para el solvente con soluto.** 16

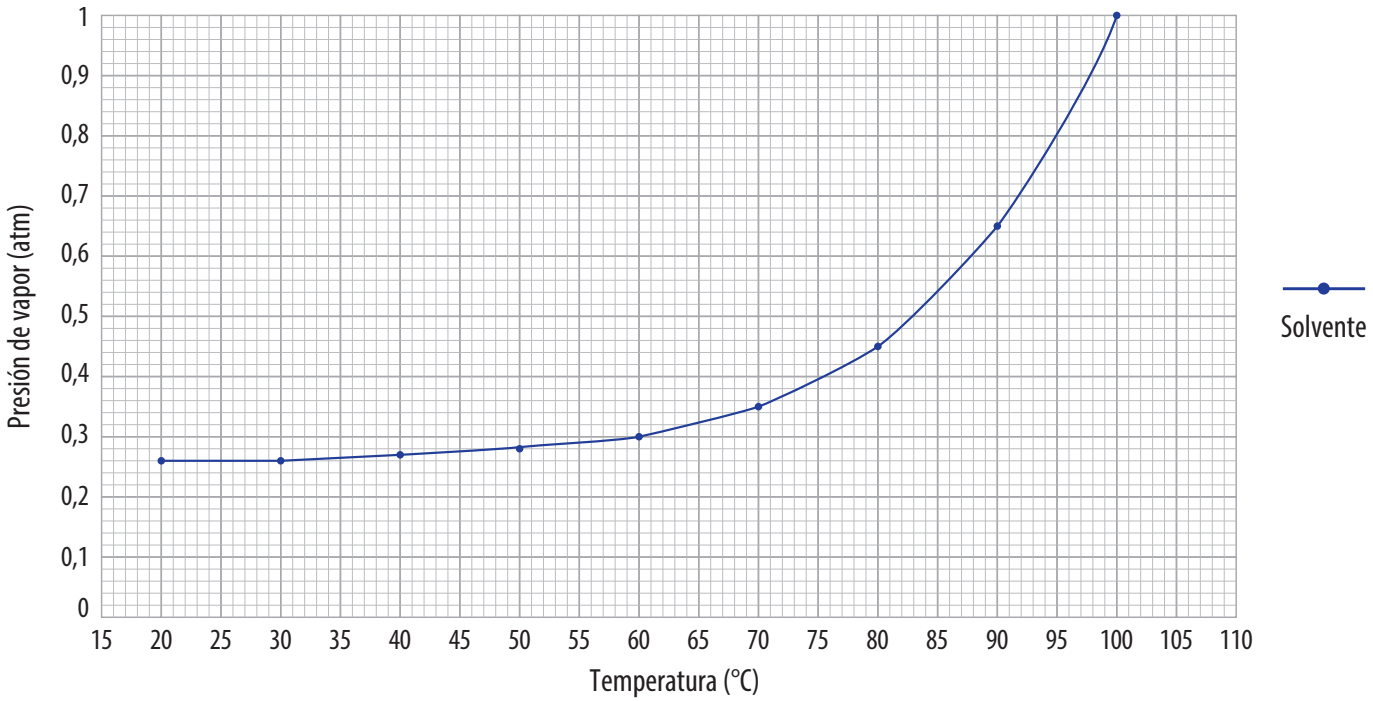
16

Presión atmosférica

Sobre nuestra cabeza hay una gran cantidad de moléculas de diferentes gases. La presión que ejercen estos gases es conocida como **presión atmosférica**. La presión de los gases la podemos medir en atmósferas, una unidad que se representa con las letras **atm**.



Temperatura	Presión de vapor del solvente con soluto (atm)
20	0,2
30	0,2
40	0,21
50	0,22
60	0,24
70	0,29
80	0,38
90	0,55
100	0,85



2 **Conclusión. Observando la gráfica que usted acaba de hacer, ¿qué sucede con la presión de vapor de un solvente al mezclarse con un soluto?**

3 **Fercho aún no sabe la respuesta a su pregunta: ¿Qué es la presión de vapor? Explíquele a Fercho qué es la presión de vapor y cómo ésta se ve alterada por la presencia de un soluto.**

Fuentes:

- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2007). *Química la ciencia central*. México: Pearson Education.
- Myers, R. T., Oldham, K. B., & Tocci, S. (2004). *Holt Chemistry*. USA: Holt Rinehart & Winston.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2011). *Chemistry*. Boston; New York: Cengage Learning.

Clase 8

Actividad 19

1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 13

¡Se recalentó el carro!

Un día Tatiana estaba viajando con su papá de Quibdó a Carmen del Atrato. Era un viaje de unas tres horas y media. De pronto, a mitad de camino, el carro en el que iban empezó a arrojar humo en la parte delantera. Tuvieron que apagarlo y el papá de Tatiana, al revisarlo, notó que el carro tenía muy poca agua. Tatiana observó que su papá le agrego agua al carro, pero también le agregó una sustancia llamada **glicol**, lo cual funcionó perfectamente para encenderlo de nuevo.

Cuando retomaron el camino, Tatiana le dijo a su papá que ella sabía que el agua ayudaba a que el carro no se recalentara, pero no entendía para qué servía el glicol. Su papá se quedó pensando y se dio cuenta que tampoco sabía cuál es la función del glicol dentro del agua. ¿Para qué se mezclan estas dos sustancias (glicol y agua)?

El agua del carro se evapora.

En los carros, el agua tiene la función de refrigerar el auto debido al calor que genera el motor. Sin embargo, a temperaturas muy altas ésta puede llegar a evaporarse y así causar daños en el vehículo. La temperatura a la cual el agua pasa de estado líquido a estado gaseoso es conocida como punto de **ebullición**. Esta temperatura varía dependiendo de la **presión atmosférica**. Por ejemplo, el agua no hierve a la misma temperatura en Bahía Solano y en Bogotá. Esto se debe a que Bahía Solano está al nivel del mar y Bogotá se encuentra a 2.600 metros sobre el nivel del mar (m.s.n.m).

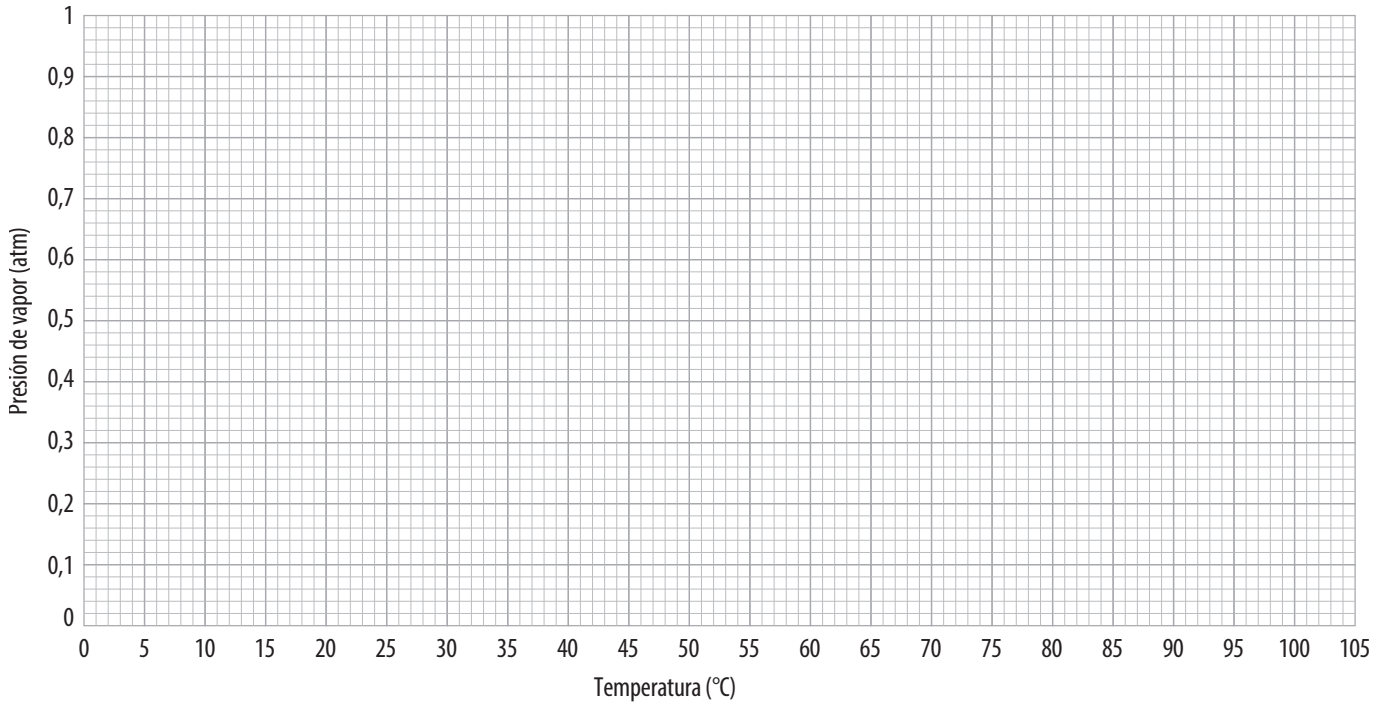
¿Para qué sirve el glicol en un carro?

Usar glicol fue una solución muy inteligente por parte del papá de Tatiana, pues este evita que el agua dentro del radiador de un automóvil se evapore. ¿Cómo funciona? En la clase anterior estudió las soluciones y cómo éstas tienen unas propiedades que dependen de la cantidad de soluto. A estas propiedades se le conoce como **propiedades coligativas** y una de ellas es la elevación del **punto de ebullición**.

La temperatura de ebullición normal de un líquido se alcanza cuando la presión de vapor de éste llega a 1 atmósfera. A continuación, usted encontrará los datos para realizar una gráfica que compara el punto de ebullición del agua (H_2O) con el punto de ebullición del agua con glicol.

2 **Realice la gráfica usando dos colores que le permitan diferenciar las dos curvas.**

Temperatura	Presión de vapor del agua (atm)	Presión de vapor agua + glicol (atm)
20	0,26	0,15
30	0,29	0,18
40	0,32	0,21
50	0,37	0,26
60	0,42	0,32
70	0,5	0,4
80	0,6	0,5
90	0,74	0,62
100	1	0,83
105		1



3 **¿Cuál es la temperatura de ebullición del agua y del agua con glicol?**

4 **Explique a Tatiana y a su papá cuál es la función del glicol dentro del agua del radiador del carro.**

Actividad 20

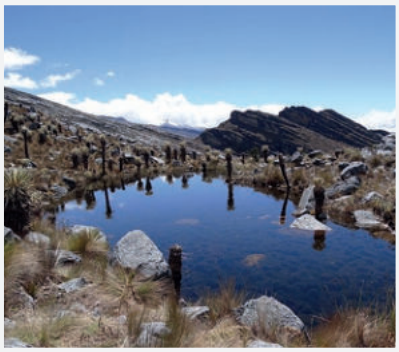
1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 14

El Glicol funciona como anticongelante

Mientras que Tatiana resolvía el misterio del glicol dentro del radiador, llamó a una amiga suya que hace algunos años vive en Boyacá. Tatiana le comentó lo que sucedió en su viaje y que su papá necesitaba comprar más glicol porque se le había acabado. De pronto María José, la amiga de Tatiana, le dijo que ella iba frecuentemente al Cocuy a llevar algunas provisiones para los indígenas Awa, una comunidad que habita esta zona y para quienes estos territorios son sagrados. María José le comentó a Tatiana que en la región del Cocuy hay días en que la temperatura está por debajo de los 0 °C ella tiene que agregarle glicol al carro que transporta los víveres, porque el frío de la zona puede congelar el agua que refrigera el motor. Tatiana pensaba que el glicol solo funciona para los autos que se encuentran en lugares con altas temperaturas, pero resulta que también es importante para los autos que están en lugares donde el agua alcanza su punto de congelación.

Páramo de Rechíniga, región del Cocuy



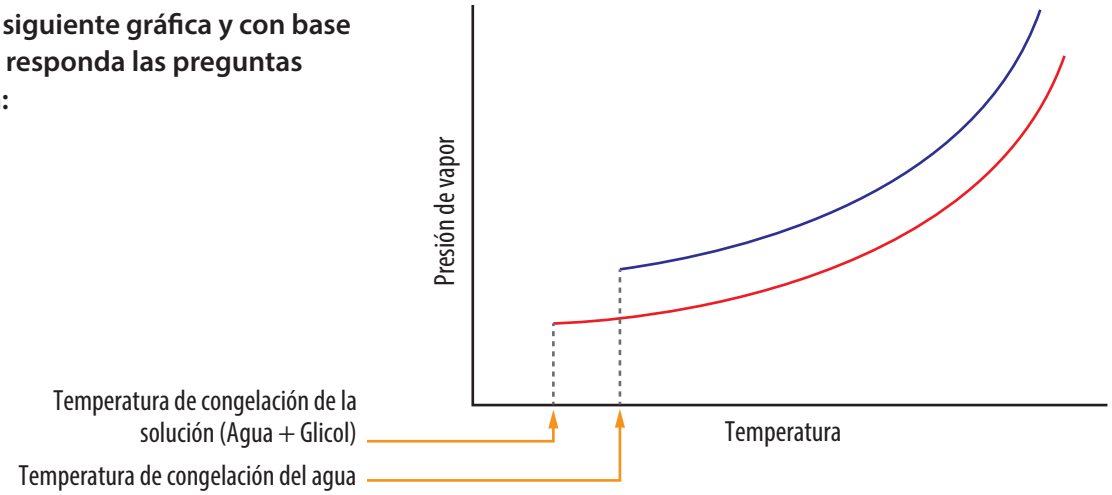
*Sierra Nevada del Cocuy**

Tatiana entiende muy bien porqué el Glicol funciona tan bien en los automóviles que transitan en lugares de altas temperaturas, pero no comprende porqué es necesario usarlo también en lugares donde las temperaturas están por debajo de 0°C, que es el punto de congelación del agua. Para explicar este fenómeno es necesario hablar de otra de las propiedades coligativas: **la reducción del punto de congelamiento** o también conocido como **abatimiento del punto de congelación**.

La presión de vapor del hielo y del agua líquida son la misma a 0 °C, pero si se le agrega un soluto al agua, la solución que se forma ya no se congelará a los mismos 0°C, porque el agua en la solución tiene una menor presión de vapor que el agua pura congelada. Esto quiere decir que, en la presencia de un soluto como el glicol, al agua no se congelará a 0°C.

* Imagen tomada de Petruss - Own work, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=25790641

2 **Observe la siguiente gráfica y con base a la lectura responda las preguntas que siguen:**



a) ¿Qué sucede con la **temperatura de congelación** del agua si se agrega Glicol?

b) ¿Por qué es conveniente agregarle glicol al agua del radiador de un automóvil si la temperatura de un lugar está a 0°C o menos?

Actividad 21 – Tarea

Para la próxima clase debe traer los siguientes materiales.

- 2 vasos plásticos
- Sal
- Cuchara
- 2 zanahorias
- Cinta de enmascarar
- Marcador o esfero

Fuentes:

- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2007). *Química la ciencia central*. México: Pearson Education.
- Myers, R. T., Oldham, K. B., & Tocci, S. (2004). *Holt Chemistry*. USA: Holt Rinehart & Winston.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2011). *Chemistry*. Boston; New York: Cengage Learning.

Clase 9

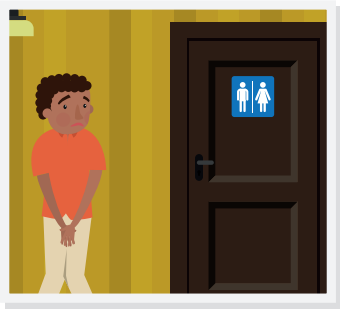
Actividad 22

Lea el siguiente texto.

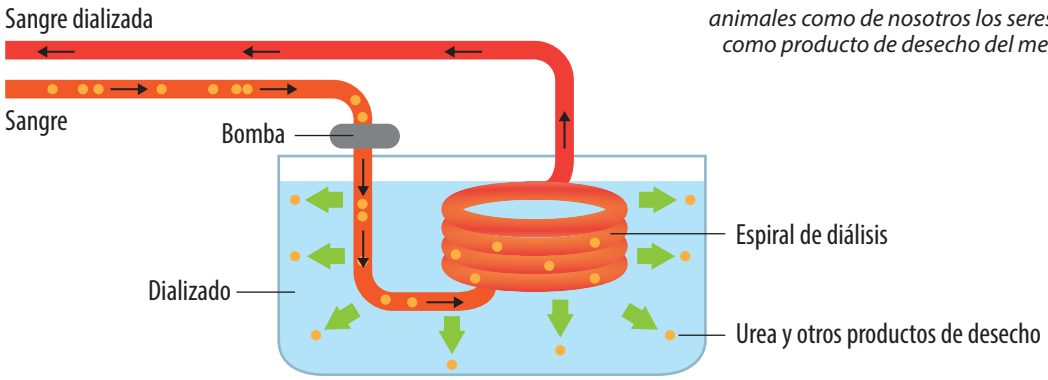
Lectura 15

La diálisis del abuelo Cristancho

Katherine y Mauricio fueron a visitar a su abuelo Cristancho que vive en Río Quito. Al llegar lo encontraron en casa y una de sus tías estaba ayudándolo a hacer su **diálisis**, un tratamiento que se debe realizar debido a que sus riñones no trabajan muy bien. Los riñones tienen la importante función de eliminar ciertos residuos que se transportan por la sangre. Sin embargo, cuando tienen problemas en su funcionamiento, los niveles de urea en las personas pueden aumentar peligrosamente. Por lo tanto, las personas como el abuelo Cristancho deben eliminar los residuos de la sangre de manera artificial, mediante un proceso llamado **hemodiálisis**.



La urea es un compuesto que se encuentra abundantemente en la orina tanto de los animales como de nosotros los seres humanos como producto de desecho del metabolismo.



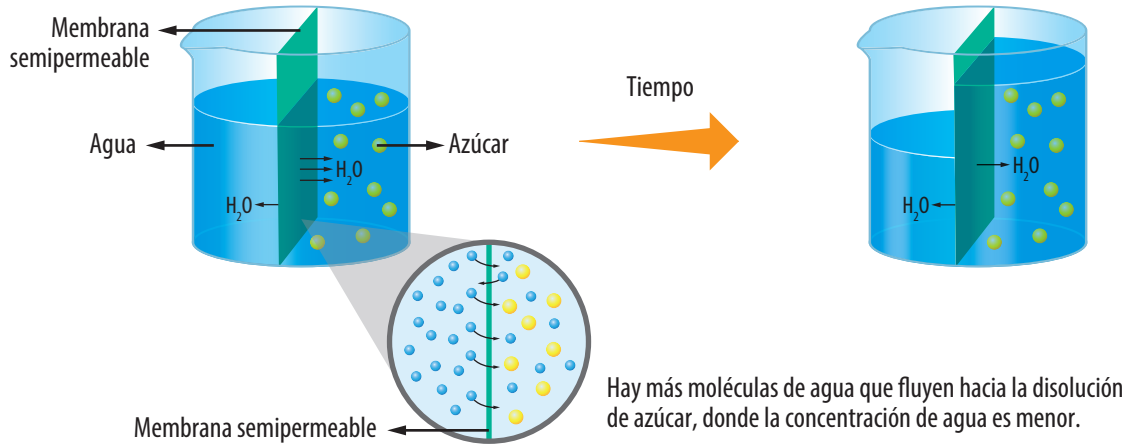
La máquina de hemodiálisis es un tanque de agua que tiene un espiral hecho de celulosa en el centro. Cuando la sangre del paciente pasa por el espiral, las partículas de desecho que son más pequeñas que las células sanguíneas y se encuentran en una alta concentración, pasan por la membrana de celulosa hacía el agua que se encuentra alrededor. Durante este proceso, no hay pérdida de sangre porque la membrana de celulosa es semipermeable, es decir, aunque pueden pasar ciertas moléculas, partículas grandes como los glóbulos rojos no lo pueden hacer.

La celulosa es uno de los materiales más abundantes del planeta pues se encuentra es todas las paredes celulares de las plantas. Esta sustancia es la más utilizada para la fabricación de papel y fibras naturales.

La ósmosis: una forma de alimentar nuestras células

Nuestras células requieren de agua para realizar importantes procesos en su interior. Por medio de la **ósmosis**, las moléculas de agua pueden pasar de un

lugar a otro a través de la membrana celular que es **semipermeable**, es decir, permite el paso de algunas moléculas dependiendo a su tamaño. ¿Cómo funciona la ósmosis? Supongamos que tenemos un vaso dividido en la mitad con una membrana semipermeable. El lado izquierdo del vaso se llena con agua, mientras que el lado derecho se llena con una solución de agua y azúcar. Después de un tiempo, el agua de la izquierda comienza a pasar a través de la membrana semipermeable hacia el lado derecho, **donde hay mayor contenido de soluto**. Las moléculas de azúcar no podrán pasar hacía el lado izquierdo debido a que son muy grandes para atravesar la membrana semipermeable.



Como puede observar en la figura anterior, el volumen del lado izquierdo se reduce y el del lado derecho aumenta. Por esta razón el lado derecho va a hacer más presión sobre la membrana semipermeable, igualando las presiones del lado donde no hay soluto con el lado donde si lo hay, evitando así que haya más transferencia de agua. Es como si dos personas se empujaran una hacía la otra con la misma fuerza, evitando que alguno de los dos se pueda mover. A la presión que evita que pase más agua al lado donde se encuentra el soluto, se le conoce como **presión osmótica** y es la última de las propiedades coligativas.

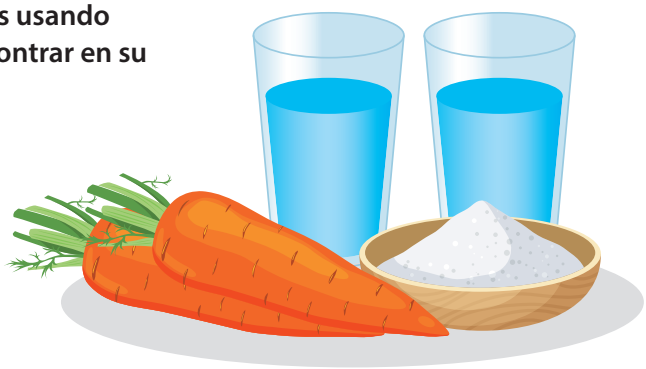
Fuente:

Timberlake, K. C.(2013). *Química general, orgánica y biológica*. Madrid, España: Pearson Educación.

Actividad 23

Ahora usted podrá observar cómo funciona la ósmosis usando materiales muy sencillos que seguramente podrá encontrar en su hogar. Para esta experiencia usted va a necesitar:

- 2 vasos con agua.
- 2 zanahorias.
- Sal.



1. En uno de los vasos agregue 2 cucharadas de sal. El vaso debe ser lo suficientemente grande como para cubrir una de las zanahorias.

2. Coloque una de las zanahorias dentro del vaso que tiene sal. Utilizando cinta adhesiva marque el recipiente.

3. En el otro vaso agregue agua para cubrir la otra zanahoria. A este vaso no le debe agregar sal. Una vez lleno coloque la otra zanahoria y marque el recipiente usando cinta adhesiva.

4. Espere 24 horas y observe los resultados.

Actividad 24 – Tarea

1. ¿Por qué se reduce el tamaño de la zanahoria que se encuentra en el vaso con sal?

2. ¿Por qué aumenta el tamaño de la zanahoria que se encuentra en el vaso sin sal?

Actividad 25

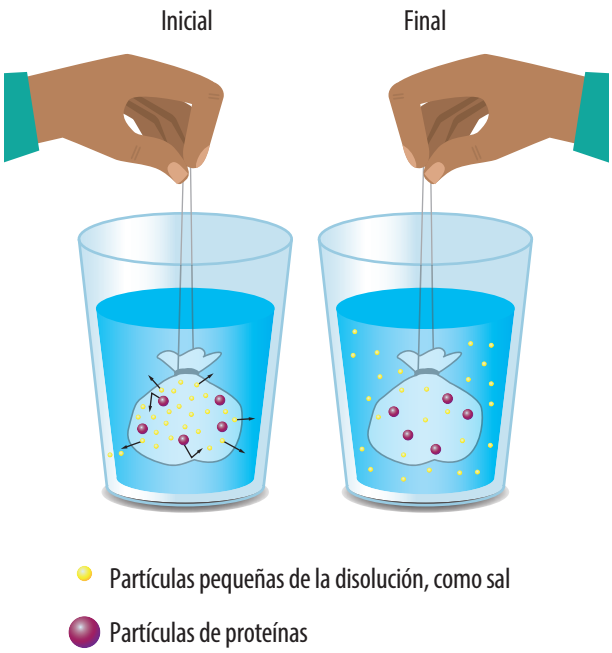
Lea el siguiente texto.

Lectura 16

El abuelo Cristancho no debe tomar mucha agua

La hemodiálisis que le practican al abuelo Cristancho es un proceso muy similar a la ósmosis. La membrana semipermeable, también llamada membrana de diálisis, permite el paso de algunas moléculas dependiendo de su tamaño.

Para comprender cómo es el proceso de hemodiálisis suponga que usted tiene una bolsa que es semipermeable, esta va a ser la membrana de celulosa por donde pasa la sangre del paciente. La sangre transporta algunas sustancias como sal y proteínas. Usted coloca esta bolsa dentro de un recipiente con agua y después de unas horas observa que la sal sale de la bolsa, pero las proteínas se quedan dentro. Por otro lado, como hay una mayor concentración de soluto (proteínas) dentro de la bolsa, **el agua del exterior se filtrará por osmosis dentro de la bolsa** hasta que la presión osmótica detenga el paso de agua.



Fuente:

Timberlake, K. C.(2013). *Química general, orgánica y biológica*. Madrid, España: Pearson Educación.

¿Por qué el abuelo Cristancho no debe tomar mucha agua? 17

Pista: Recuerde que durante la osmosis el agua siempre va al lugar donde hay mayor concentración de soluto.

Clase 10

Tema: Molalidad

Los dulces caseros de Juaco

Actividad 26

1 **Lea el siguiente texto.**

Lectura 17

Los dulces caseros de Juaco

Joaquín es un joven que decidió vender dulces caseros en su colegio con la receta que su abuela le enseñó. Joaquín o "Juaco," como le dicen sus compañeros, colocó dos ollas en la estufa, una solo con agua y otra con agua y azúcar como indicaba la receta. Al cabo de un tiempo, Juaco notó que el agua que no tenía azúcar comenzaba a hervir y la que contenía azúcar aún no lo hacía. Esto le pareció muy extraño, pero recordó que en el colegio le habían enseñado que cuando un solvente contiene soluto, el punto de ebullición del solvente aumenta. Su profesor de química le dijo que esto es una propiedad coligativa de las soluciones que es conocida como **aumento del punto de ebullición**.

¿Cómo calcular el punto de ebullición del agua con azúcar?

Las propiedades coligativas de una solución dependen directamente de la cantidad de soluto que hay en esta. Para el caso de Juaco y su solución, la temperatura de ebullición del agua dependerá de la cantidad de azúcar que haya en ella. Para ayudarle a Juaco a hacer estos cálculos utilizaremos la siguiente ecuación:

$$\Delta T = K_b * m$$

- **ΔT** es el cambio de temperatura y básicamente nos indica la cantidad de grados que va a aumentar la temperatura de ebullición de un solvente con soluto.
- K_b es la constante molal de elevación del punto de ebullición, este nombre de constante nos indica que K_b tiene unos valores ya establecidos para los solventes.
- Finalmente, la ecuación tiene un término (**m**) que indica la concentración del soluto en molalidad. La **molalidad** es una unidad de concentración diferente a la molaridad. Es importante recordarlo para calcular la elevación del punto de ebullición.

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación.

Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	K_b (°C/m)	Punto de congelación normal (°C)	K_f (°C/m)
Agua, H_2O	100.0	0.51	0.0	1.86
Benceno, C_6H_6	80.1	2.53	5.5	5.12
Etanol, C_2H_5OH	78.4	1.22	–114.6	1.99
Tetracloruro de carbono, CCl_4	76.8	5.0	–22.3	29.8
Cloroformo, $CHCl_3$	61.2	3.63	–63.5	4.68

2 Juaco calcula el punto de ebullición del agua con azúcar.

Para preparar el dulce casero con la receta de su abuela, Juaco debe utilizar 18 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 150 g de agua (H_2O). ¿Cómo se calcula el punto de ebullición del agua con azúcar?

Multiplique el peso atómico de cada elemento por el número de átomos que hay del elemento

La fórmula de la sacarosa es $C_{12}H_{22}O_{11}$, esto quiere decir que esta molécula tiene 12 átomos de Carbono, 22 de Hidrógeno y 11 de Oxígeno. La cantidad de átomos de cada elemento se debe multiplicar por su peso atómico, el cual puede encontrar en la tabla periódica.

$$C = 12 * 12{,}011\ g = 144{,}132\ g$$

$$H = 22 * 1{,}008\ g = 22{,}176\ g$$

$$O = 11 * 15{,}999\ g = 175{,}989\ g$$

Sume los pesos de los elementos

Sume los pesos obtenidos de cada elemento.

$$Peso\ atómico\ C_{12}H_{22}O_{11} = 144{,}132\ g + 22{,}176\ g + 175{,}989\ g$$

$$Peso\ atómico\ C_{12}H_{22}O_{11} = 342{,}297\ g$$

Este resultado nos indica que una 1mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ es igual a 342,297 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$

Calcule las moles del soluto

Si Juaco tiene 18 g de sacarosa ¿a cuántas moles equivale? Para saberlo, Juaco debe convertir los gramos a moles usando el peso molecular que obtuvo en el paso anterior.

$$18\ g\ de\ \cancel{C_{12}H_{22}O_{11}} * \frac{1\ mol\ de\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}297\ g\ \cancel{C_{12}H_{22}O_{11}}}$$

$$= 0{,}052\ mol\ de\ C_{12}H_{22}O_{11}$$

En este caso debe multiplicar 18g por 1 mol y su resultado dividirlo en 342,297 *g*. En esta operación los gramos se eliminan debido a que están en el numerador y el denominador, entonces su resultado será en moles.

Obtenga los kilogramos de soluto

Juaco también tiene 150 gramos de agua. Para hallar la molalidad es necesario convertir la cantidad de agua a kilogramos teniendo en cuenta que 1 kg contiene 1000 gramos.

$$150\ g\ de\ \cancel{H_2O} * \frac{1\ kg\ de\ H_2O}{1000\ g\ de\ \cancel{H_2O}} = 0{,}15\ mol\ de\ H_2O$$

Para esta operación se deben multiplicar 150 gramos de agua por 1 kilogramo de agua y su resultado dividirlo entre 1000 gramos de agua. Debido a que se tienen gramos en el numerador, esta unidad se elimina.

Calcule la molalidad

Una vez se tienen las moles de un soluto y los kilogramos de solvente se puede calcular la molalidad.

$$molalidad = \frac{moles\ del\ soluto}{kg\ de\ solvente}$$

Entonces en este caso solamente debemos reemplazar

$$molalidad = \frac{0{,}052\ mol\ de\ C_{12}H_{22}O_{11}}{0{,}15\ kg\ de\ H_2O} = 0{,}346\ \frac{mol\ de\ C_{12}H_{22}O_{11}}{kg\ de\ H_2O}$$

En este caso el resultado se debe expresar en mol de soluto sobre kilogramos de solvente.

Calcule el cambio de elevación de temperatura de ebullición

Ahora Juaco puede calcular el cambio de temperatura del punto de ebullición.

$$\Delta T = K_b * m$$

K_b del agua se obtiene de la tabla de **constante molal de elevación del punto de ebullición**, entonces

$$\Delta T = \frac{0{,}51\ °C \cdot \cancel{kg}}{\cancel{mol}} \cdot \frac{0{,}346\ \cancel{mol}}{\cancel{kg}} = 1{,}1\ °C$$

Observe que mol y kg se cancelan, esto es debido a que ambas unidades se encuentran tanto en el numerador como en el denominador.

El resultado nos indica que, si se colocan 18 gramos de sacarosa en 150 gramos de agua, el punto de ebullición del agua aumentará 1,1 °C. Es decir, si el agua que Juaco normalmente calienta, hierve a 100 °C, y si tiene azúcar esta temperatura será de 101,1 °C.

Actividad 27

1. **El etilenglicol ($C_2H_6O_2$) es un anticongelante para autos. Si se agregan 250g de etilenglicol a 750 gramos de agua, ¿en cuántos grados aumentaría el punto de ebullición?**

2. **Una fragancia para el hogar está compuesta por 0,6 Kg de cloroformo ($CHCl_3$) y 42 g de eucaliptol ($C_{10}H_{18}O$) que es una fragancia que se encuentra en las hojas de los eucaliptos. Si la temperatura normal de congelación del cloroformo es –63,5°C ¿cuál es la temperatura de congelación de cloroformo si contiene eucaliptol?** 18

18

Disminución del punto de congelación

Para calcular el punto de congelación se aplica la siguiente ecuación.

$$\Delta T_f = K_f * molalidad$$

ΔT_f son los grados que disminuirá la temperatura. K_f es la constante molal de abatimiento del punto de congelación que se encuentra en la misma tabla de constante molal de elevación del punto de ebullición. La molalidad se calcula de la misma forma que se realiza para el aumento del punto de ebullición.

Clase 11

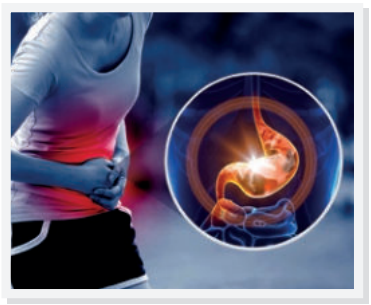
Tema: Ácidos y bases, teoría de Arrhenius

Actividad 28

Lea el siguiente texto.

Lectura 18

El fuerte dolor de María Paula



María Paula es una estudiante de 11° de la Institución Educativa Corazón de María ubicada en Carmen de Atrato, Chocó. Cuando despertó, María Paula sintió un dolor en la parte superior del estomago. Aún así, decidió ir a estudiar, pero durante el descanso tuvo que ir a la enfermería ya que el dolor aumentó. La enfermera del Colegio le preguntó qué sentía, a lo que ella respondió: -Siento un fuerte ardor como una **acidez**-. Ante esta respuesta, la enfermera le dio una cucharada de un medicamento llamado **Leche de magnesia** y al cabo de un tiempo, María Paula se sintió mejor. Cuando llegó a su casa contó lo sucedido en el colegio y su abuelo que ha estado mucho tiempo en el campo le dijo: -La próxima vez que te suceda, debes debes comer papa cruda rallada con miel en ayunas y eso te ayudará para la acidez-.

María Paula quiso entender la razón por la cual sintió ese fuerte dolor y por qué una cucharada de un líquido blanco la alivió. Decidió entonces consultar a sus profesores de biología y química, quienes le dijeron: -Probablemente, tienes gastritis, es decir, una inflamación de la mucosa estomacal producida por una bacteria llamada *Helicobacter pylori* presente en el estómago, que se relaciona con los jugos gástricos. 19 Estos son muy **ácidos** y los produce el estómago para disolver algunos alimentos, la mucosa presente en el estómago soporta la acidez de estos jugos. Por otro lado, la leche de magnesia es una **base**, compuesta de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio, lo cual equilibra la acidez presente en la irritación de la mucosa estomacal. María Paula quiso investigar esos dos conceptos utilizados por su profesor: ácido y base para entender mejor qué sucedió en su cuerpo.

¿Qué es un ácido y qué es una base? ¿Cómo se diferencian?

Los **ácidos** han estado siempre presentes en nuestras vidas, pues muchos se encuentran en la naturaleza, como el ácido fórmico en las hormigas, el ácido cítrico en una variedad de frutas, el ácido acético en el

19

La terminación ***itis*** significa **inflamación**. Con base en esto, ¿qué es…?

a) Otitis _____

b) Apendicitis _____

c) Sinusitis _____

d) Bronquitis _____

e) Conjuntivitis _____

vinagre, el ácido tartárico en el vino, el ácido málico en frutas como la manzana, el ácido clorhídrico en nuestros estómagos y muchos más. Las **bases** o **álcalis** también han estado siempre presentes y desde la antigüedad se detectaron tres tipos: la potasa que resultaba de las cenizas de la madera, la cal resultante de quemar conchas (probablemente después de hacer fogatas en la playa) y el bicarbonato de sodio que resultaba de la evaporación de ciertas aguas. Los griegos y los egipcios distinguieron entre estas dos clases de sustancias y las clasificaron según sus percepciones sensoriales: los ácidos eran aquellos con sabor ácido, mientras que los álcalis eran aquellos con textura viscosa o jabonosa (el término **álcali** se empleó después y provenía del árabe *al-qaly* que significa "las cenizas").

A principios del siglo XVI se comenzaron a descubrir más propiedades de estas sustancias de sabor ácido y de aquellas de textura jabonosa. Primero, los **alquimistas** notaron que los ácidos son capaces de disolver metales como la plata (conocimiento muy útil para separar aleaciones); las personas que trabajaban con colorantes para telas encontraron que los ácidos cambian algunos tintes a colores rojos intensos, mientras que las bases los cambian a colores azules. Finalmente, en 1658, el farmacéutico Johann Rudolph Glauber encontró que los ácidos y las bases reaccionan entre ellos generando **efervescencia** y produciendo una nueva sustancia llamada sal.

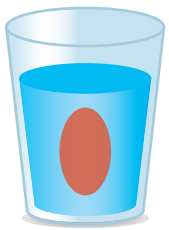
Johann Rudolph Glauber

Svante Arrhenius

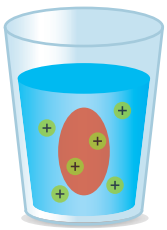
Todas las sustancias presentan características que permiten diferenciarlas unas de las otras y clasificarlas en ácidos o en bases. En 1880, el químico **Svante Arrhenius** estudió por mucho tiempo las propiedades eléctricas de las sustancias cuando están en agua y desarrolló una teoría junto con pruebas experimentales, lo cual le permitió definir:

- **Ácidos:** se caracterizan por ser agrios. Un ejemplo muy común es el limón ya que contiene ácido cítrico, y por ello su sabor. Otra propiedad es que reaccionan con metales. Arrhenius demostró esto colocando una sustancia (zumo de limón) en solución acuosa (agua). Observó que los ácidos liberan iones de hidrógeno H^+ conocidos como **protones**. Esta observación la hizo gracias a un experimento en donde utilizó un circuito eléctrico compuesto por metales, cables y una bombilla. Al poner los metales dentro de la solución, la bombilla se encendió, comprobando que el limón era capaz de completar el circuito eléctrico para que el bombillo se encendiera. Al observar esto, Arrhenius consideró que el circuito se completaba porque el ácido cítrico del limón liberaba protones H^+ dentro del agua, lo cual permitía que se conectarán los metales y se encendiera la bombilla.

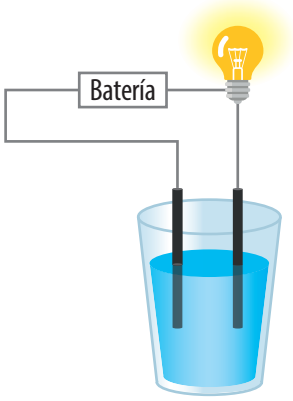
Para Arrhenius, los ácidos son los que liberan iones de hidrógeno (protones) en una solución.



Un componente en solución acuosa



Liberan iones de hidrógenos llamados protones [+]



Estos compuestos electricamente se denominaron ácidos de Arrhenius

¿Cómo es la estructura de un ácido de Arrhenius? El ácido bromhídrico con fórmula HBr es utilizado en la industria química en la producción de otras sustancias como sustancias farmacéuticas; éste es corrosivo y al tener contacto con la piel la quema inmediatamente. Al estar en una solución acuosa (ac) tiene un proceso de disociación que ocurre así.

HBr en solución acuosa (ac)

El ion de hidrógeno (H) con carga positiva se separa del ion de negativo del Bromo (Br) Sodio.

Br^-

H^+

$HBr_{(ac)} \rightarrow Br^- + H^+$

El proceso se llama disociación ácida

El ácido cítrico con fórmula $C_6H_8O_7$ está presente en los seres vivos, pero es más concentrado en las denominadas frutas cítricas, es decir la naranja, el limón, la mandarina, etc. El proceso de disociación del ácido cítrico es:

$C_6H_8O_7$ en solución acuosa (ac)

1 ion de los hidrógenos con carga positiva se separa del ion de carbono y oxígeno. El resto de hidrógenos quedan negativos.

H^+

$C_6O_7H_7^-$

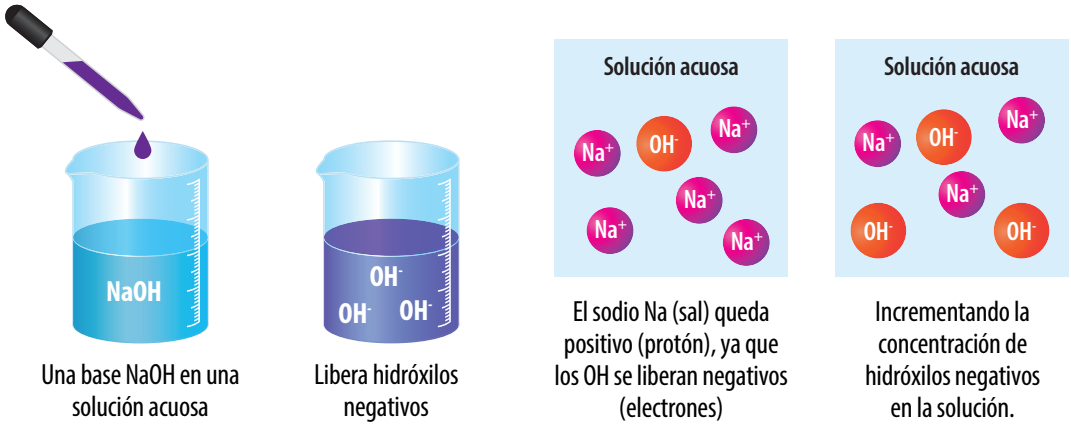
$C_6H_8O_{7(ac)} \rightarrow C_6O_7H_7^- + H^+$

- **Bases:** Algunas de las características físicas son el sabor amargo y la textura resbaladiza, como por ejemplo, el jabón. Otra propiedad es que reacciona con sustancias ácidas para formar agua.

  Arrhenius colocó una sustancia que tuviera las características físicas de una base en solución acuosa (agua). Observó que la sustancia libera iones de hidróxilo OH^- conocidos como **electrones**. Llegó a esta conclusión por medio de un experimento en donde utilizó un circuito eléctrico compuesto por metales, cables y una bombilla. Al introducir los metales dentro de la solución, la bombilla se encendió, comprobando que la sustancia completaba el circuito eléctrico. Al observar esto, Arrhenius consideró que el circuito se completaba porque la sustancia denominada **base** liberaba hidróxilos OH^- dentro del agua, lo cual permitía que se conectaran los metales, por los cuales fluia corriente eléctrica y se encendierá la bombilla.

Para Arrhenius, la base es una sustancia que se disuelve en una solución acuosa (ac), aumentando la concentración de iones de Hidróxilo (OH^-) en la solución.

Un ejemplo para conocer la estructura de las bases es el hidróxido de sodio. Es utilizado para fabricar jabones, crayones, papel, pinturas, productos textiles, etc. Su fórmula es NaOH y al estar en una solución acuosa (ac) el proceso de disociación es:

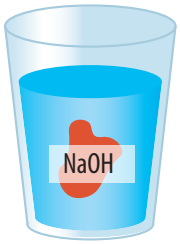


Una base NaOH en una solución acuosa

Libera hidróxilos negativos

El sodio Na (sal) queda positivo (protón), ya que los OH se liberan negativos (electrones)

Incrementando la concentración de hidróxilos negativos en la solución.



NaOH en solución acuosa (ac)

El ion de hidróxilo (OH) negativo se separa del ion de positivo del Sodio.

Na^+

OH^-

$$NHO_{3(ac)} \rightarrow NH_2^+ + OH^-$$

Actividad 29

Con base a la lectura responda:

Ayude a María Paula…

María Paula pregunto cuál es el ácido presente en los jugos gástricos, y encontró que es el HCl denominado **Ácido Clorhídrico**. Se preguntó entonces, ¿por qué este es un ácido?

1. **Explique a través de la teoría de Arrhenius por qué el HCl es un ácido.**

Del mismo modo investigó que la leche de magnesia es una base con fórmula química $Mg(OH)_2$. Ella no entiende ¿por qué es una base?

2 Explique a través de la teoría de Arrhenius por qué la $Mg(OH)_2$ es una base.

Actividad 30 – Tarea

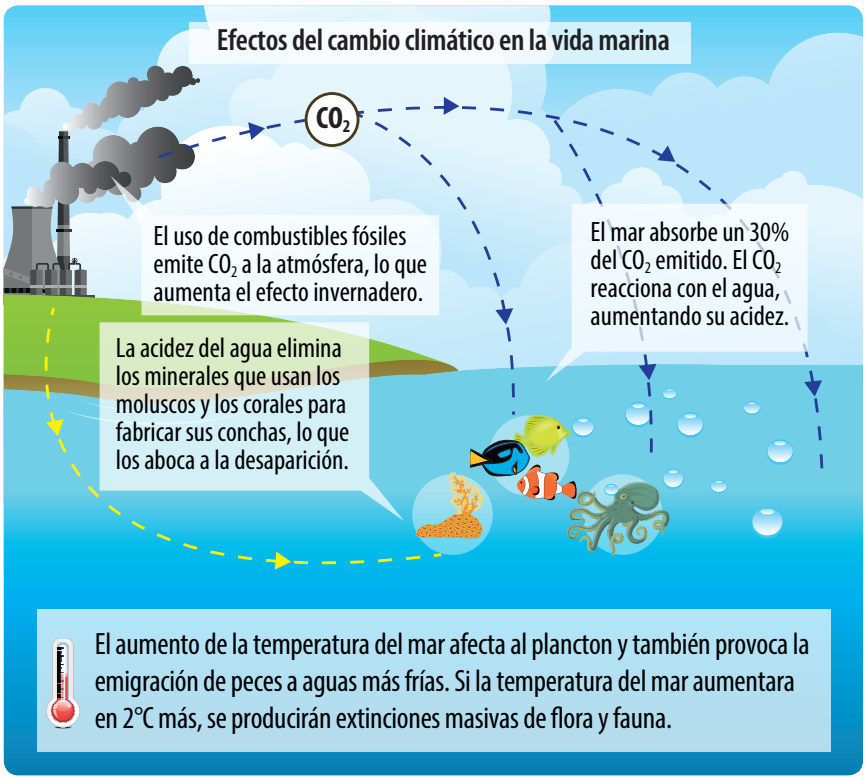
Para la próxima clase realice en casa, la Lectura 19 y la Actividad 32.

Actividad 31

Lea el siguiente texto.

Lectura 19

La acidificación de los océanos 20



20 ¿Qué efectos tiene la **acidificación del océano** en la vida del hombre?

El uso de combustibles fósiles -como carbón, petróleo y gas natural- libera dióxido de carbono (CO_2) en el aire; 30% de ese dióxido de carbono -más de 9 mil millones de toneladas al año- es absorbido por los océanos. El CO_2 **cambia la química de los océanos** con consecuencias potencialmente devastadoras, tanto para la vida marina como para la gente que depende de la pesca mundial como fuente vital de proteína y sustento económico.

Cuando el CO_2 se mezcla con el agua del mar desciende el nivel del pH del agua, haciéndola más ácida. La acidez erosiona conchas, esqueletos y elimina ingredientes del agua que requieren de otros seres vivos para su desarrollo. Sobre este fenómeno, conocido como **acidificación del océano**, los biólogos marinos afirman que: "el CO_2 ayuda a introducir un gran desorden en los mares y amenaza con alterar la vida marina a gran escala".

La cantidad de CO_2 que está en la atmósfera y que los mares absorben, ha aumentado a causa de la actividad humana. Esta cantidad que los mares absorben de manera natural está descompensando el equilibrio provocando que el pH del agua baje, es decir se acidifique. El valor del pH es de 8,2 con una variación de 0,3 unidades entre los océanos.

La reacción es así: si el sistema absorbe más CO_2, se produce al otro lado de la reacción más ión hidrógeno (H^+). Este a su vez reacciona con el ión carbonato $(CO_3)^{2-}$, que proviene del carbonato de calcio ($CaCO_3$) de las conchas de muchos animales. Esta reacción produce una desequilibrio en la calcificación de dichas conchas; el ión de hidrógeno impide que los mariscos lo utilicen para construir sus conchas.

Desde el inicio de la **Revolución Industrial**[9], alrededor de ciento cuarenta y dos mil millones de toneladas (esencialmente producidas por el género humano) se han disuelto en el océano, lo cual ha creado ácido carbónico, que tiende a reducir el pH del océano, haciéndolo más ácido. 21

En 1751, el pH estimado de la superficie del océano era 8,25; en 2004, fue de 8,14 (un descenso de 0,1 unidades, lo que representa un aumento del 30 % en la acidez), y se estima que al final de este siglo será 7,85 (una caída de otras 0,3 unidades, esto es, un aumento de la acidez de casi 100 %).

Como consecuencia de ello, la integridad del sistema entero depende en gran medida de especies clave, incluyendo los pterópodos (también conocidos como mariposas del mar) y los equinodermos (conocidos generalmente como estrellas de mar).

[9] La **Revolución Industrial** marcó el inicio del uso del carbón y la máquina de vapor, por tanto el inicio de emisiones de gases y calor a la atmósfera.

21

¿En qué consiste la escala de pH?

El **pH** es una medida de la acidez o basicidad de una solución, basándose en la concentración de iones de hidrógeno (H+). La escala va desde 0 (solución ácida con alta concentración de H+) hasta 14 (solución muy básica, con una baja concentración de H+). El pH del ácido sulfúrico, usado en baterías, por ejemplo, es cercano al 0, mientras que el del hidróxido de sodio (o sosa cáustica) es casi de 14. Una solución neutra tiene un pH de 7, y el agua de mar pura tiene un pH de entre 8 y 8.3. Un cambio de 1 unidad significa que la concentración de iones de hidrógeno aumenta diez veces, y por lo tanto también la acidez. Por ejemplo, un pH de 5 es diez veces más ácido que un pH 6 y 100 veces más ácido que un pH 7.

Concentración de iones de hidrógeno en comparación con agua destilada (pH)		Ejemplos de soluciones y su pH correspondiente
10.000.000	0	Ácido sulfúrico
1.000.000	1	Ácido clorhídrico
100.000	2	Zumo de limón, vinagre
10.000	3	Zumo de naranja, soda
1.000	4	Zumo de tomate
100	5	Café negro, lluvia ácida
10	6	Orina, saliva
1	7	Agua "pura"
1/10	8	Agua de mar
1/100	9	Bicarbonato de sodio, pasta de dientes
1/1.000	10	Sales de magnesio
1/10.000	11	Amoníaco
1/100.000	12	Agua jabonosa
1/1.000.000	13	Lejía, productos para la limpieza del horno
1/10.000.000	14	Sosa caústica

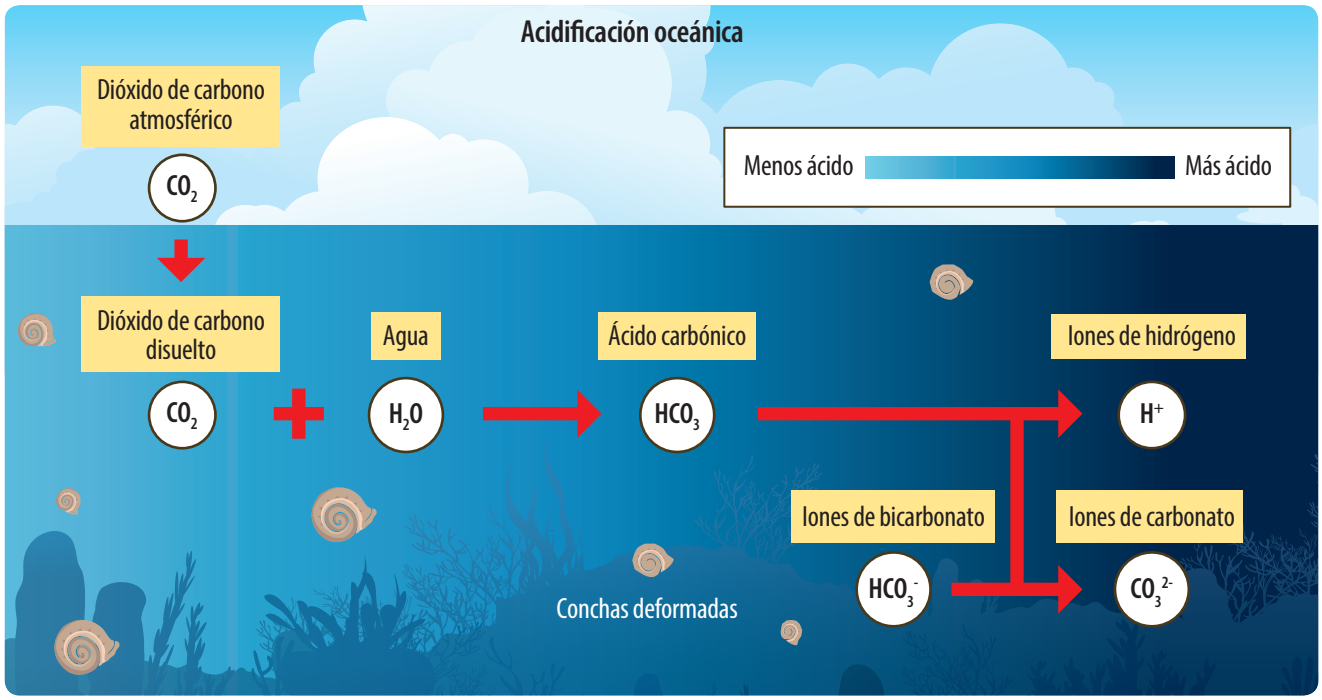
A partir de esta problemática cabe preguntarse ¿por qué se deshacen las conchas de los moluscos?

Resolver esta pregunta, nos permitirá comprender con claridad el problema que actualmente enfrentamos con el cambio climático y una de sus más graves consecuencias: **la acidificación de los océanos**.

Actividad 32

De acuerdo a la información anterior y la pregunta planteadas al final de la lectura escriba una posible hipótesis para cada una, en donde responda desde su conocimiento previo, a dichas preguntas.

Para ayudar en la construcción de sus hipótesis, observe la siguiente imagen y tome en cuenta las imágenes que se encuentran en la lectura anterior.



Hipótesis:

Clase 12 Esta clase tiene video

Tema: Ácidos y bases de Brönsted-Lowry

Actividad 33

El experimento: Disolución de conchas asociado a la acidificación

1 Introducción al experimento

La **acidificación de los océanos** es el término que se utiliza para referirse a la disminución en el pH y en la disponibilidad de carbonatos en los océanos del mundo. Esto es resultado del incremento en los niveles de dióxido de carbono liberados hacia la atmósfera debido a la quema de combustibles fósiles. La disminución en el valor de pH o acidificación se debe a la disolución del dióxido de carbono (CO_2) en el agua formando ácido carbónico ($H2CO_3$), que a su vez puede reaccionar con agua para formar iones hidronio (H^+) e iones bicarbonato (CO_3^{2-}). Los iones hidronio así generados, reaccionan con los iones carbonato presentes en disolución para formar más iones bicarbonato y desplazar el equilibrio de solubilidad del carbonato de calcio, solubilizándolo. Los animales marinos como los moluscos y los corales tienen conchas y corazas hechas de carbonato de calcio. Una disminución en el valor de pH aumenta la solubilidad del carbonato de calcio, degradando las conchas y corales.

En este experimento utilizaremos un ácido más fuerte que el ácido carbónico generado por el CO_2 para simular lo que sucede al acidificar las aguas del océano. Haciendo esto podremos observar la degradación de conchas en una escala de tiempo mucho menor. Normalmente, este proceso tomaría mucho tiempo, pero empleando un ácido más fuerte podremos observarlo sólo en días.

2 Procedimiento.

a) Diluya una parte de vinagre con una parte de agua pura en uno de los vasos de precipitado para generar alrededor de 500 mL de solución ácida.

b) En el otro vaso agregue agua.

c) Coloque una concha de cada tipo en cada uno de los vasos de precipitado.

d) Revise los vasos cada día hasta que las conchas en la mezcla ácida estén visiblemente degradadas (esto puede tomar algunos días). Anote cualquier observación que note al comparar ambos sistemas.

e) Saque las conchas de ambas soluciones y enjuague aquellas que estaban en ácido.

f) Anote cómo lucen tanto la concha que estuvo en la solución ácida (vinagre) como la concha que estuvo en agua.

g) Compare la resistencia de las conchas colocando sobre ellas una cantidad de libros de un mismo peso, y observe cuál de las dos conchas resiste el peso por más tiempo.

3 Preguntas de análisis

a) ¿Habrá una diferencia entre las conchas que estuvieron disueltas en ácido y las que estuvieron en agua?¿Cuál? ¿Por qué?

b) ¿Cuál concha aguantará más tiempo los libros encima? ¿Por qué?

4 ¿Cómo se relaciona esto con el efecto del exceso de CO_2 en los océanos?

Clase 13

Tema: Ácidos y bases de Brönsted-Lowry

¿Qué es un ácido? - ¿Qué es una base? - Transferencia de protones - Bases y ácidos conjugados

Actividad 34

Lea el siguiente texto.

Lectura 20

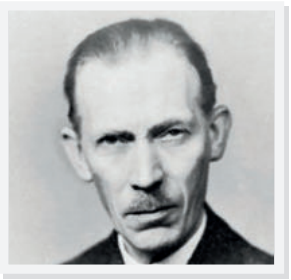
Ácidos y bases de Brönsted-Lowry

Para superar las limitaciones del modelo de Arrhenius, los químicos Brönsted y Lowry, paralelamente, propusieron en 1923 un nuevo modelo ácido-base. En este, definieron que:

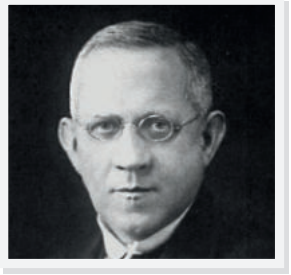
Un **ácido** es un **donante** de protones.

Una **base** es un **aceptor** de protones.

La teoría de **Brönsted-Lowry describe las interacciones ácido-base en términos de transferencia de protones entre especies químicas**. Un ácido de Brönsted-Lowry es cualquier especie que puede donar un protón (H^+) y una base es cualquier especie que puede aceptar un protón. En cuanto a estructura química, esto significa que cualquier ácido de Brönsted-Lowry debe contener un hidrógeno que se puede disociar como (H^+).



Johannes Brönsted



Thomas Martin Lowery

Según la definición de Brönsted-Lowry, una reacción ácido-base es cualquier reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base. Podemos utilizar las definiciones de Brönsted-Lowry para discutir las reacciones ácido-base en cualquier solvente. Por ejemplo, consideremos la reacción del gas del amoníaco, $NH_3(g)$, con cloruro de hidrógeno gaseoso, $HCl(g)$ para formar cloruro de amonio sólido, $NH_4Cl(s)$:

$$\underset{\text{Base}}{NH_3(g)} + \underset{\text{Ácido}}{HCl(g)} \longrightarrow NH_4Cl(s)$$

En esta reacción, HCl dona su protón (en azul) al NH_3. Por lo tanto, el HCl está actuando como un ácido de Brönsted-Lowry. Como el NH_3 acepta un protón, el NH_3 es una base de Brönsted-Lowry. Este proceso es una reacción de transferencia de protón, una reacción en la que un protón se transfiere de una especie a otra. 22

[10] **Expectorante:** que hace **expectorar** (arrancar y arrojar por la boca las flemas y secreciones que se depositan en la faringe, la laringe, la tráquea o los bronquios).

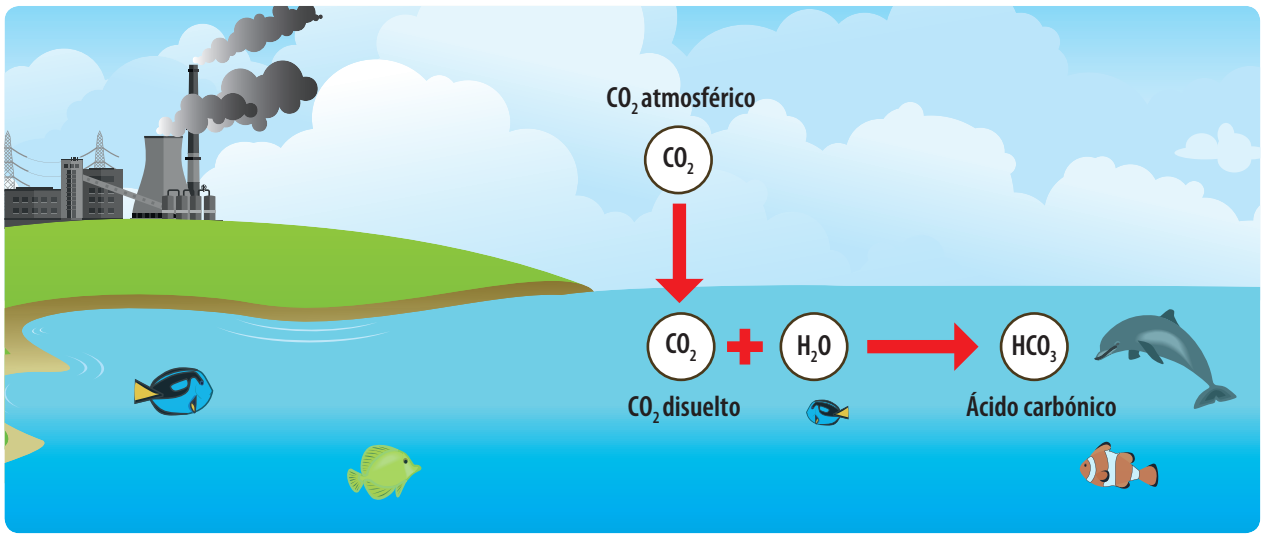
22

¿Sabía que…? El $NH_4Cl(s)$ tiene usos en el campo de la medicina. En este sentido, se ha usado cloruro de amonio como diurético, ya que en el cuerpo humano, aumenta la excreción renal de cloruros y sodio. Además, ha sido usado como **expectorante**[10], ya que irrita la mucosa bronquial, aumentando la secreción de sus glándulas.

Actividad 35

Explique de acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry.

1. **¿Cuál es el proceso químico que ocurre en la acidificación de los océanos? Para dar su explicación use la información de la imagen que aparece a continuación y todos los elementos trabajados durante la clase.**



2. **¿Su hipótesis se cumplió?** _____

Explique por qué sí o por que no.

Fuente:

Tomado y adaptado por el equipo de Ciencias de ASF de: https://es.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/acids-and-bases/a/bro nsted-lowry-acid-base-theory

http://media.axon.es/pdf/92090.pdf

Clase 14

Tema: Constante de ionización del agua, escala de pH y pOH

Actividad 36

Lea los siguientes textos

Lectura 21

Juan y el ácido de batería

Didier David un joven estudiante de la ciudad de Itsmina, salía siempre del colegio a casa de su primo Leyton para hacer tareas. Un día su tío Juan estaba arreglando la batería del carro y de pronto el ácido que esta contenía se derramó y cayó en una de sus piernas. Ante el accidente, Nelcy la esposa de Juan gritó: -¡Lavemos la pierna con agua!- En ese momento Didier recordó que en clase de Ciencias el profesor había explicado que hay ciertos ácidos que no se pueden enjuagar con agua ya que causarían una lesión mayor. La situación era difícil y era necesario actuar con rapidez. 23

23

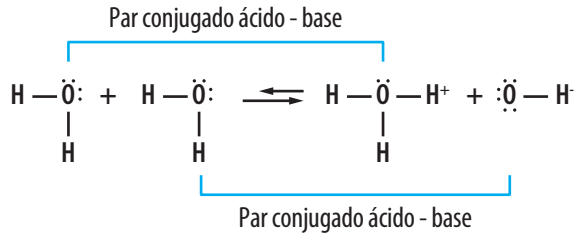
¿Qué opciones se le ocurren para solucionar el problema?

Lectura 22

Constante de ionización del agua

En presencia de ciertas sustancias, el agua tiene la capacidad de actuar ya sea como ácido o como base. En presencia de un ácido, el agua actúa como receptor de protones; en presencia de una base, el agua actúa como donador de protones. De hecho, una molécula de agua puede donar un protón a otra molécula de agua.

Esto ocurre cuando una molécula de agua que actúa como ácido cede un H^+ a otra molécula de agua, que actúa como una base . Los productos que se forman son un ácido conjugado H_3O^+ y la base conjugada OH^-. Los pares conjugados ácido-base en el agua serán



$$H_2O\ (l) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$ 24

Ácido Base Ácido conjugado Base conjugada

24

Tenga en cuenta que…
(l) significa una solución en estado líquido y (aq) solución acuosa

El proceso representado anteriormente se conoce como **proceso de disociación** o ionización del agua. Experimentalmente se ha determinado que, en agua pura, las concentraciones de H_3O+ y OH^- a 25 °C son cada una igual a $1{,}0 * 10^{-7}$ M. Los corchetes a ambos lados de sus símbolos indican su concentración en moles por litro (M).

$$\textbf{Agua pura } [H_3O^+] = [OH^-] = 1{,}0 * 10^{-7} \text{ M}$$

Cuando se multiplican estas concentraciones se obtiene la constante del producto iónico del agua K_w cuyo valor es $1{,}0 * 10^{-14}$. En el valor de K_w se omiten las unidades.

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = (1{,}0 * 10^{-7} \text{ M})\ (1{,}0 * 10^{-7} \text{ M}) = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

El valor de K_w de $1{,}0 \times 10^{-14}$ es importante porque se aplica a cualquier solución acuosa: todas las soluciones acuosas tienen H_3O^+ y OH^-.

Cuando en una solución $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ son iguales, la solución es **neutra**. Sin embargo, la mayoría de las soluciones no son neutras; tienen concentraciones diferentes de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$. Si se añade un ácido al agua, hay un aumento de $[H_3O^+]$ y un descenso en $[OH^-]$, lo que supone una solución ácida. Si se añade una base, aumenta $[OH^-]$ y disminuye $[H_3O^+]$, lo que hace la solución básica.

Sin embargo, para cualquier solución acuosa, tanto si es neutra como si es ácida o básica, el producto $[H_3O^+] \times [OH^-]$ es igual a K_w ($1{,}0 \times 10^{-14}$).

Ejemplos de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en disoluciones neutras, ácidas y básicas

Tipo de disolución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	K_w
Neutra	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M
Ácida	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M
Ácida	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M
Básica	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M
Básica	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$ M

Por tanto, si se conoce $[H_3O^+]$, Kw puede emplearse para calcular $[OH^-]$. O bien, si se conoce $[OH^-]$, puede emplearse Kw para calcular $[H_3O^+]$.

Por ejemplo:

Una solución de vinagre tiene una $[H_3O^+] = 2{,}0 \times 10^{-3}$ M a 25 °C.

¿Cuál es la $[OH^-]$ de la solución de vinagre? ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

Solución:

Paso 1: Escriba el K_w para el agua

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Paso 2: Reemplazar los datos en la ecuación

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

$$2{,}0 \times 10^{-3} \text{ M} \times [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Paso 3: Despejar el valor de $[OH^-]$ y calcular.

$$[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14} / 2{,}0 \times 10^{-3}$$

$$[OH^-] = 5.0 \times 10^{-12}\ M$$

Dado que la concentración $[H_3O^+] = 2{,}0 \times 10^{-3}$ M es mayor $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-12}$ M, la solución de vinagre es ácida.

Fuente:

Tomado y adaptado de: Timberlake, Karen C. *Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*. Décima Edición. Editorial Pearson. USA.

Actividad 37

1 Con base en la información de la lectura y el caso del accidente de Juan con el ácido de batería, ¿qué le recomienda a Juan que haga con la herida? ¿La debe lavar con agua? ¿Por qué?

2 ¿Cuál es la $[H_3O^+]$ de una disolución limpiadora de amoníaco con una $[OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-4}$ M? ¿La disolución es ácida, básica o neutra? 25

25

Tenga en cuenta que… La mayoría de las quemaduras químicas se tratan primero enjuagando la sustancia química con una gran cantidad de agua fresca para retirarla del cuerpo, pero no todos los productos químicos se tratan de esta manera, ya que algunas quemaduras de ácido se agravan si se enjuagan con agua. Esto sucede debido a que el agua tiene iones hidronio $[H_3O^+]$ lo cual hace que el agua en presencia del ácido se comporte como ácido y genere un efecto mayor sobre la herida. Por lo tanto ante una situación de estas es importante acudir al centro de salud más cercano para ser atendido por un experto.

Actividad 38

Lea los siguientes textos.

Lectura 23

Las piscinas y el pH

Por razones de salud, las piscinas son tratadas con químicos que ayudan a desinfectar el agua. La efectividad de estos desinfectantes depende de qué tan básica o ácida es el agua de la piscina. Por lo tanto, es importante medir la acidez del agua y ajustarla si es necesario. Un *kit* de prueba de pH, puede medir el balance de ácidos y bases disueltos en el agua de la piscina y asegurar que esta agua está en un rango saludable.

Lectura 24

Escala de pH y pOH

Para la mayoría de las soluciones, la escala de pH es un número entre 0 y 14 que representa la concentración de $[H_3O^+]$. En una solución neutra el pH es de 7,0; en una ácida es inferior a 7,0 y en una básica es superior a 7,0.

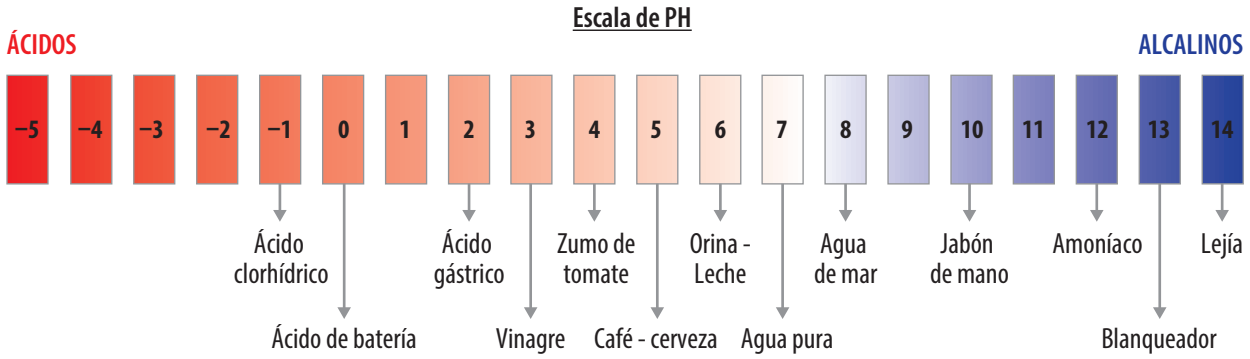
$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$, si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que pH + pOH = 14.

Solución neutra pH = 7,0 $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ M

Solución ácida pH < 7,0 $[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ M

Solución básica pH > 7,0 $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$ M

Cuadro de sustancias ácidas y básicas



De la misma forma que podemos medir el rango de acidez o basicidad de una sustancia química mediante los valores de su pH o pOH, podemos hacerlo también mediante sustancias que cambian su color, según estén en medio ácido o básico. Estas sustancias se denominan indicadores y pueden usarse en forma de solución o impregnadas en papeles especiales. Los indicadores son generalmente ácidos orgánicos débiles con estructuras complejas. La característica más importante de esta clase de sustancias es que cambian de color al variar la concentración de iones $[H_3O^+]$, lo que obedece a ciertas modificaciones en sus estructuras moleculares.

Indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Intervalo de viraje
Rojo congo	Azul	Rojo	3'0 - 5'0
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3'0 - 4'6
Anaranjado de metilo	Rojo	Amarillo	3'2 - 4'4
Verde bromocresol	Amarillo	Azul	3'8 - 5'4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4'8 - 6'0
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6'0 - 7'6
Rojo fenol	Amarillo	Rojo	6'6 - 8'0
Rojo cresol	Amarillo	Rojo	7'0 - 8'8
Azul de timol	Amarillo	Azul	8'0 - 9'6
Fenolftaleina	Incoloro	Rosa fucsia	8'2 - 10'0
Amarillo de alizarina	Amarillo	Rojo	10'1 - 12'0

Por ejemplo la **fenolftaleína** es incolora a un pH menor de 8,0 y roja a un pH mayor de 10. A un pH intermedio su coloración es levemente rosada.

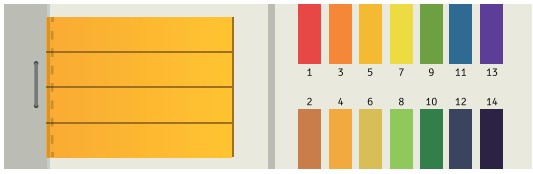
El **papel tornasol**, el cual contiene una sustancia de origen vegetal, es otro indicador ampliamente utilizado, que presenta coloración rosada en medio ácido (pH entre 0 y 7), morado a pH neutro (7) y azul en medio básico (pH entre 7 y 14).

Un tercer indicador de uso frecuente es el **rojo congo**, que muestra coloración azul frente a soluciones cuyo pH está comprendido entre 0 y 3. Por encima de este punto vira hacia el violeta, para pasar a rojo cuando el pH se aproxima a 5. Finalmente, conserva esta coloración hasta pH 14.

En las últimas décadas se desarrolló un tipo especial de indicador conocido como **indicador universal** el cual consta de una solución compuesta por varios indicadores, de tal forma que se observa un cambio de color, cada vez que el pH aumenta en una o media unidad.

Fuente:

Tomado y adaptado por el equipo de Ciencias de ASF de: Mondragón César H y otros. *Hipertexto Santillana*. Quimica



Actividad 39

1. **Describa qué esperaría que suceda cuando la tira de papel tornasol azul entra en contacto con una sustancia ácida y una básica.**

Sustancia ácida

_____

_____

_____

Sustancia básica

_____

_____

_____

2. **En la siguiente tabla se muestran cuatro (4) sustancias diferentes a las cuales se les añadió un indicador o se usó un papel especial impregnado y mostraron un cambio de coloración dando los siguientes resultados:**

Sustancia 1	Sustancia 2	Sustancia 3	Sustancia 4
rojo congo	fenoftaleina	azul de bromofenol	papel tornasol

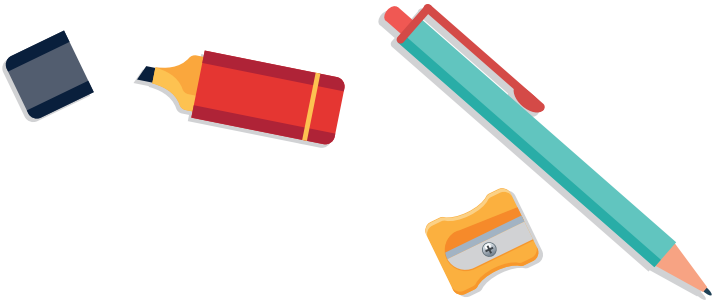
a) ¿Cuáles de estas sustancias son ácidas? _____

b) ¿Cuáles de estas sustancias son básicas? _____

c) ¿Cuáles de estas sustancias son neutras? _____

Actividad 40 – Tarea

Traer calculadora científica.



Clase 15

Tema: pH y pOH

Actividad 41

Lea el siguiente texto.

Lectura 25

Una nueva empresa en Chocó.

Tatiana es una estudiante de agronomía en una universidad del Chocó, quien decidió generar una empresa de diferentes productos derivados del Lulo. Leyendo acerca de esta fruta encontró que el Chocó es una de las zonas con mayor rendimiento por hectárea del país, pero lamentablemente es uno de los territorios con menor producción.

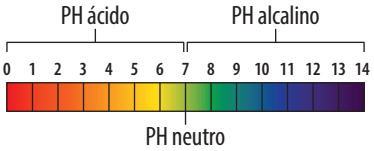
Decidió fomentar esta agroindustria en su región.

Investigando encontró que el pH del suelo más adecuado para la siembra de este producto es entre 5,2 y 5,8. 26

26

Recuerde que… El pH se mide en una escala que va desde 1 hasta 14.

Escala de PH



Cuando el agua se descompone

Cuando Tatiana leyó acerca del cultivo de lulo encontró que una de las formas de controlar el pH del suelo es mediante el riego de agua acidificada. Esta agua reducirá los niveles de pH, transformando los suelos de un pH básico (alcalino) a un pH más ácido.

Tatiana decidió preparar una solución de ácido nítrico (HNO_3) para hacer el riego de su cultivo de lulo.

La ecuación de pH

Tatiana tiene una solución inicial de HNO_3 0,5 M. Para calcular el pH de esta soculción ella debe aplicar la siguiente ecuación.

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

Para determinar el pH se debe calcular el logaritmo negativo (–log) de la concentración de hidrogeniones $[H^+]$.

Reemplazar en la ecuación

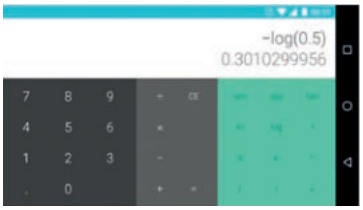
Como el HNO_3 es un ácido fuerte, este se ioniza completamente. Es decir, se separa en H^+ y NO_3^-. Por lo tanto, si la solución de HNO_3 es 0,5 M entonces, la concentración de $[H^+]$ es 0,5 M. Lo que Tatiana debe hacer ahora es reemplazar en la ecuación

$$pH = \log [0,5]$$

Usando la calculadora

Tatiana decidió usar su teléfono celular para calcular el pH.

Este resultado quiere decir que el pH de la solución que Tatiana preparó es de 0,3.



Actividad 42

Tatiana requiere de una solución con un pH de 5,2. De las siguientes concentraciones de HNO_3 ¿cuál solución debería seleccionar Tatiana? Realice los cálculos de pH en el cuadro que se encuentra a continuación e indíquele a Tatiana mediante una breve conclusión sus resultados. Recuerde que puede usar la calculadora de su celular.

1. **0,0063 M**
2. **0,00063 M**
3. **0,000063 M**
4. **0,0000063 M**

Actividad 43

Lea el siguiente texto.

Lectura 26

Ampliando el negocio del lulo en el Chocó

Tatiana quiere expandir la agroindustria del lulo por muchos lugares del Chocó. Encuentra varias fincas donde puede realizar estos cultivos. Sin embargo, estos suelos son muy ácidos y por lo tanto debe preparar aguas de riego que les permita mejorar las condiciones. Tatiana decide usar la escala de pOH. Esta escala se utiliza para expresar el nivel de basicidad (alcalinidad) de una sustancia. Entonces si Tatiana sabe que el pH adecuado para cultivar lulo es 5,2, ¿cuál es el pOH?

Determinar pOH

Tatiana debe aplicar una fórmula muy sencilla.

$$pH + pOH = 14$$

Como Tatiana sabe el pH simplemente debe ubicar el valor en la ecuación.

$$5{,}2 + pOH = 14$$

Si Tatiana despeja pOH entonces la ecuación sería así

$$pOH = 14 - 5{,}2$$

$$pOH = 8{,}8$$

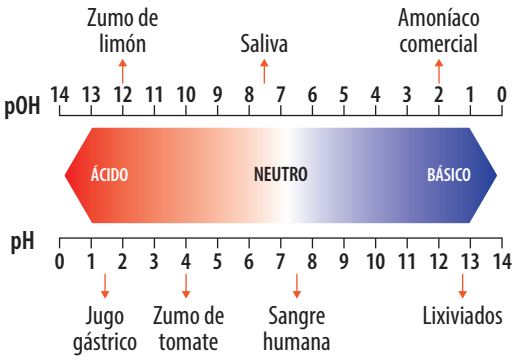
Por lo tanto, Tatiana debe preparar una solución con un pOH de 8,8.

Actividad 44

Tatiana debe preparar una solución de un pOH igual a 8,8. De las siguientes concentraciones de hidróxido de potasio (KOH) ¿cuál solución debería seleccionar Tatiana? Realice los cálculos de pOH en el cuadro que se encuentra a continuación e indique a Tatiana mediante una breve conclusión sus resultados. Recuerde que puede usar la calculadora de su celular. 27

1. **0,00000138 M**
2. **0,000000138 M**
3. **0,0000000138 M**
4. **0,00000000138 M**

27



La escala de pOH es opuesta a la escala de pH.

Para determinar el pOH de una solución se utiliza la formula

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Es una fórmula similar a la de pH pero en este caso se mide la concentración de iones hidroxilo OH^-

Actividad 45

Tatiana compró un kit de laboratorio para medir el pH de los suelos. En uno de los informes que ella diligencia para llevar a cabo un control de la calidad de sus productos, solicita el pOH del suelo. La pantalla del equipo usado solamente registra el valor del pH. ¿Cuál es el valor de pOH? Realice los cálculos de pOH en el cuadro que se encuentra a continuación. Recuerde que puede usar la calculadora de su celular.

Clase 16

Tema: Indicadores y pH metros

Actividad 46

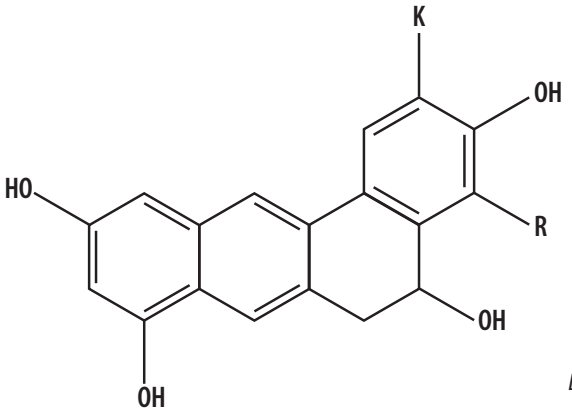
Lea el siguiente texto para desarrollar a partir de él, el laboratorio que le sigue.

Lectura 27

¿Cómo elaborar un indicador de pH?

En esta práctica se construirá una escala de pH. Para ello, se usará un indicador natural que cambia de color al variar una solución de ácida a básica, es decir, al cambiar el pH de la solución. Se determinará el pH de sustancias que nos rodean y abarcan toda la escala de acidez y basicidad para ilustrar qué propiedades tiene una solución con cada uno de los valores de pH y así tener una referencia de lo que significa.

El indicador que se usará proviene del repollo morado, y de hecho es la sustancia responsable de su color morado. Este vegetal, al igual que otras frutas como las cerezas y las fresas, tiene este pigmento de forma natural. La familia de estos pigmentos se conoce como **antocianinas** las cuales tienen la siguiente estructura química.



Estructura química de las antocianinas

Dependiendo de la concentración de iones H_3O^+ u iones OH^- presentes en la solución, es decir, dependiendo del valor de pH, esta molécula puede cambiar su estructura y por ello su color y así funcionar como indicadores de pH, pues para cada valor de pH de la solución, el color que adquirirán será distinto.

Estos varían desde el rojo intenso para soluciones muy ácidas hasta amarillo para soluciones muy básicas, pasando por un color azul para una solución de pH = 7 (solución neutra) y tonos morados para disoluciones levemente ácidas y verdes para soluciones ligeramente básicas. Es importante tener en cuenta que los colores asociados a cada valor de pH dependen del indicador que utilicemos. Así, el llamado **indicador universal** (que es una mezcla de varias sustancias) se tiñe de rojo en soluciones ácidas, amarillo en soluciones neutras y de azul en soluciones básicas.

En esta experiencia se usarán cinco (5) sustancias distintas, se mezclarán con el indicador de col morada y así se construirá nuestra escala de pH. Al final se diligenciará una tabla donde se regsitrará el pH determinado para cada sustancia y así se sabrá cuál es su componente activo (el que le da su valor de pH característico).

Actividad 47

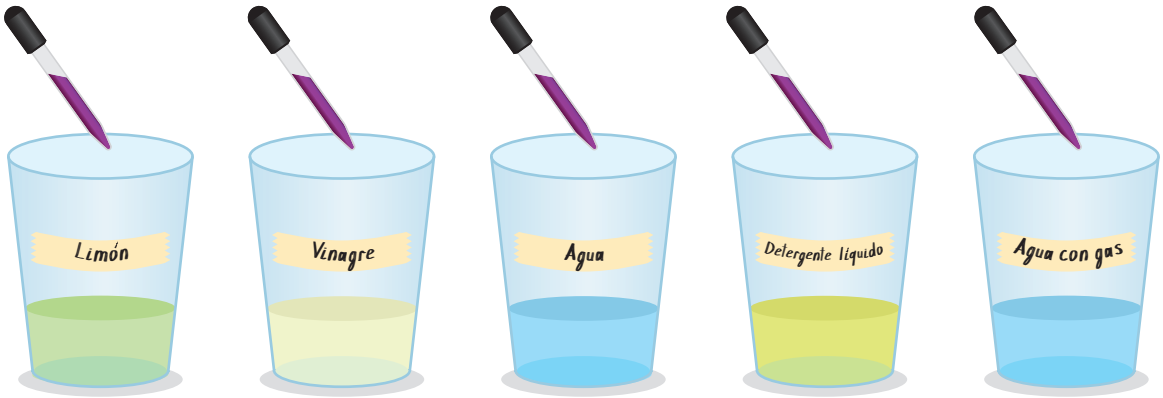
1 Procedimiento

a) Su profesor debe tener previamente el extracto de la col morada en un vaso o recipiente con tapa.

b) Coloque 5 vasos en una fila horizontal y marque cada vaso con la sustancia que va contener como se indica en la imagen.

c) En cada vaso agregue tres (3) cucharadas pequeñas de cada sustancia según el nombre asignado.

d) Agregue a cada vaso cinco (5) gotas del extracto de repollo y mezcle hasta obtener un color homogéneo.

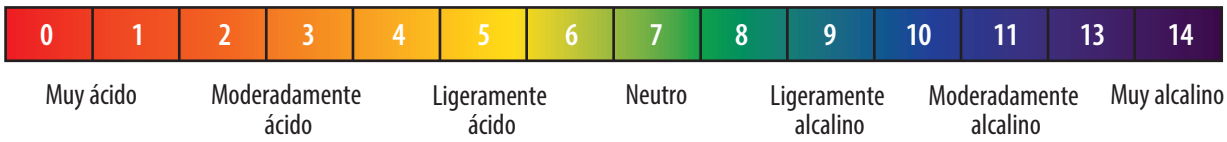


e) Registre el color obtenido en cada tubo o vaso de ensayo a continuación.

- Limón: _____
- Vinagre: _____
- Agua: _____
- Detergente: _____
- Agua con gas: _____

f) Compare con los colores reportados para cada valor de pH de la siguiente figura.

Escala del pH



g) Diligencie la siguiente tabla indicando todas las sustancias utilizadas y sus valores de pH, ordenados del más ácido a más básico. Incluya todas las sustancias que se hayan utilizado.

Sustancia	pH

2 Responda las siguientes preguntas

a) ¿Cuáles de las sustancias son ácidas?

_____

b) ¿Cuáles de la sustancias son básicas?

_____

c) ¿Qué coloración toma el repollo en presencia de ácidos y de base?

_____

Fuente:

Tomado y adaptado de: Mondragón, C. y otros. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.

Clase 17 Esta clase tiene video

Tema: Fuerzas Intermoleculares

La fuerza que decide el estado de la materia

Actividad 48

1. **Observe y escuche atentamente el video para identificar la característica de cada una de las diferentes fuerzas que mantienen unidas las moléculas.**

2. **Con base en el video responda las siguientes preguntas.**

   a) Mantiene unidos los iones: _____

   b) Se presenta cuando los enlaces son apolares: _____

   c) Una característica es que existe polaridad parcial: _____

   d) Tiene la presencia obligatoria de la unión de H (hidrógeno) con algunos de estos elementos F (flúor), O (oxigeno) o N (nitrógeno): _____

3. **Lea el siguiente texto.**

   Esta mañana Antonio se dio cuenta que la gasolina que tenía para su lancha había desaparecido del galón donde la había almacenado. La había dejado destapada.

   Decidió entonces, preguntarle a Liliana, una estudiante de su clase de Ciencias, ¿por qué algunas sustancias se evaporan más rápido que otras? Liliana no le pudo responder a Antonio, pero decidió investigar para ayudarlo.

Actividad 49

Lea el siguiente texto.

Lectura 28

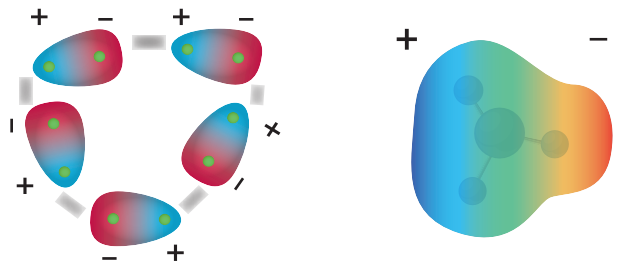
El estado de la materia debido a las fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** se definen como el conjunto de fuerzas atractivas y repulsivas que se producen entre las moléculas como consecuencia de la presencia o ausencia de electrones.

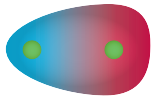
Cuando dos o más átomos se unen mediante un enlace químico forman una molécula. Los electrones que conforman la nueva molécula recorren y se concentran en la zona del átomo con mayor electronegatividad. La concentración de electrones en una zona específica de la molécula crea una carga negativa, mientras que la ausencia de los electrones crea una carga positiva.

Denominamos **dipolos** a las moléculas que disponen de zonas cargadas negativamente y positivamente debido a la electronegatividad y concentración de los electrones en las moléculas.

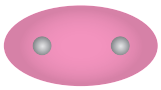
Podemos asimilar el funcionamiento de un dipolo a un imán con su polo positivo y su polo negativo, de tal forma que si acercamos otro imán el polo positivo atraerá al polo negativo y viceversa, dando como resultado una unión. 28



Fuerzas intermoleculares



Molécula polar



Molécula apolar

28

Recuerde que… La diferencia de electronegatividad entre dos átomos de un enlace nos indica cómo clasificar el enlace. Si esta diferencia presenta valores entre:

- 0 y 0,4 es un enlace covalente apolar.
- 0,5 y 1,6 es un enlace covalente polar.
- Superior a 1,7 es un enlace iónico.

Actividad 50

Determine, con base en la lectura y el cuadro de diálogo, qué tipo de enlace se presenta teniendo en cuenta las electronegatividades de la tabla:

Electronegatividad de Pauling					
H = 2,1	C = 2,5	O = 3,5	Cl = 3,0	Na = 0.9	Li = 1.0

1. **O-H** 3,5 – 2,1 = 1,4 enlace polar
2. **H-Cl** _____
3. **Na-Cl** _____
4. **H_2 (H-H)** _____
5. **C-O** _____

"Las fuerzas intermoleculares son las causantes de que existan las sustancias en estado líquido y sólido, de lo contrario serían únicamente gases".

Actividad 51

Lea el siguiente texto.

Lectura 29

Factores que influyen en el estado físico

Existen dos variables importantes relacionadas con el estado de la materia (gas, líquido y sólido) que son: la masa molar y las fuerzas de atracción intermolecular:

- Si las fuerzas de atracción son muy similares, entonces el estado físico depende de la masa molar, siendo gases los de muy baja masa molar y sólidos los de muy alta masa molar.
- Si las masas molares son muy similares, entonces el estado físico depende de las fuerzas de atracción, siendo gases los de débil fuerza de atracción y sólidos los de intensa fuerza de atracción.

A continuación se presentan dos ejemplos de compuestos que tienen fuerzas intermoleculares similares así que el estado físico depende de la masa molar.

Ejemplo 1:

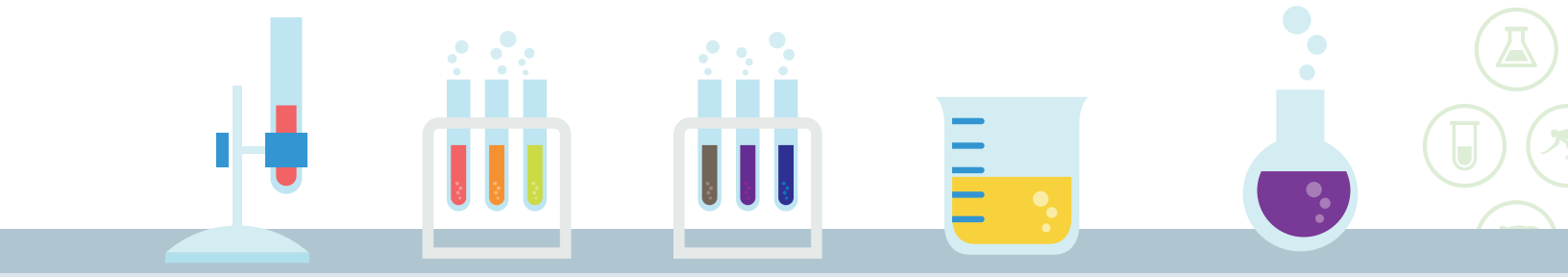
Los halógenos (grupo VIIA en la tabla periódica) que existen como moléculas diatómicas tienen fuerzas intermoleculares similares. El punto de fusión también aumenta conforme lo hace la masa molar.

Halógeno	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Masa molar	38	70	160	254
Estado físico a 20°C	Gas	Gas	Líquido	Sólido

Ejemplo 2:

También se pueden comparar una serie de compuestos que contienen C (carbono) y halógeno y que presentan fuerzas intermoleculares similares.

Compuesto	CF_4	CCl_4	CBr_4	Cl_4
Masa molar	88	154	332	520
Estado físico a 20°C	Gas	Líquido	Sólido	Sólido

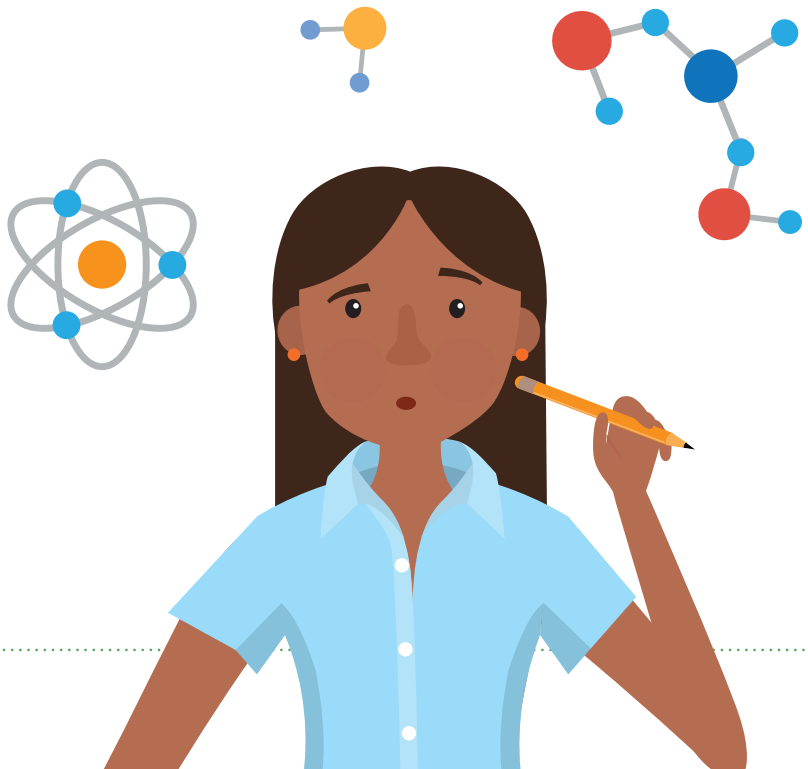


Actividad 52

1. Uno de los siguientes compuestos es líquido: CH_4, C_6H_{14}, C_3H_8 (todos son apolares). ¿Cuál es?

2. Ordene los siguientes compuestos en orden creciente de sus puntos de ebullición, y justifique: SnH_4, CH_4, GeH_4, SiH_4.

Con toda esta información Liliana no ha podido responderle la pregunta a Antonio.



Clase 18

Tema: Tipos de fuerzas

Actividad 53

Lea el siguiente texto.

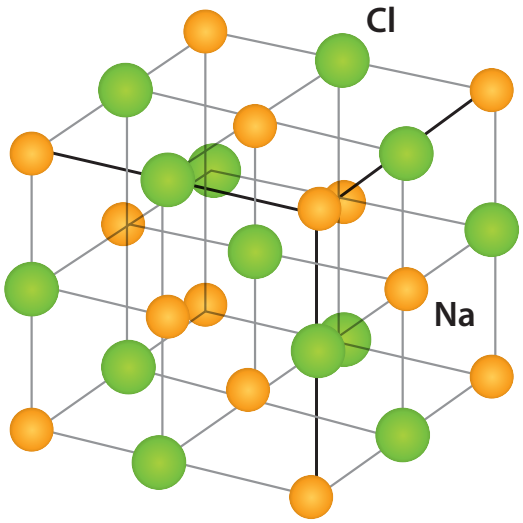
Lectura 30

Qué mantiene unidas las moléculas

Cuando se trata de comparar las fuerzas que existen entre los líquidos y los sólidos, es preciso distinguir: **fuerzas intramoleculares**, **fuerzas interiónicas** y **fuerzas intermoleculares**.

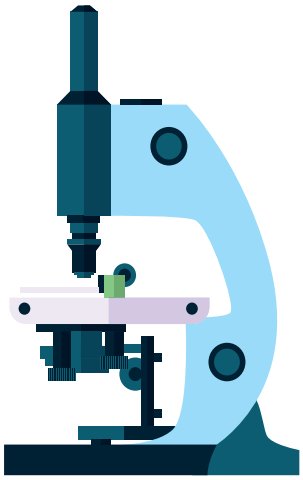
Las fuerzas de atracción intermolecular son muy débiles comparadas con las fuerzas de atracción interiónicas (enlaces iónicos, formados por un metal y un no metal) y fuerzas de atracción intramoleculares (enlaces covalentes).

Las **fuerzas interiónicas** son, con pocas excepciones, las más intensas de todas las fuerzas, razón por la cual todos los compuestos iónicos son sólidos con altos puntos de fusión. Debemos recordar que, a menor tamaño y mayor carga de los iones, mayor es la fuerza de atracción.



Por ejemplo, la atracción entre el ion Li^+ y el ion F^- es mayor que la que hay entre el ion Na^+ y el ion Cl^- (tenga en cuenta el tamaño de los iones). La atracción que hay entre el ion Ca^{++} y el ion $O^=$ es mayor que la que hay entre el ion Na^+ y un ion C^- (tenga en cuenta la carga de los iones).

Obviamente a mayor fuerza de atracción, mayor punto de fusión.



Actividad 54

1. **El NaCl (cloruro de sodio) tiene un punto de ebullición de 1465°C.**
   El LiF (fluoruro de litio) tiene un punto de ebullición de 1475°C.
   El KBr (bromuro de potasio) tiene un punto de ebullición de 1435°C.
   ¿Cómo explica las diferencias de punto de ebullición?

2. **El NaCl (cloruro de sodio) tiene un punto de ebullición de 1465°C.**
   El MgO (óxido de magnesio) tiene un punto de ebullición de 3600°C.
   ¿Cómo explica las diferencias de punto de ebullición?

Actividad 55

Lea el siguiente texto.

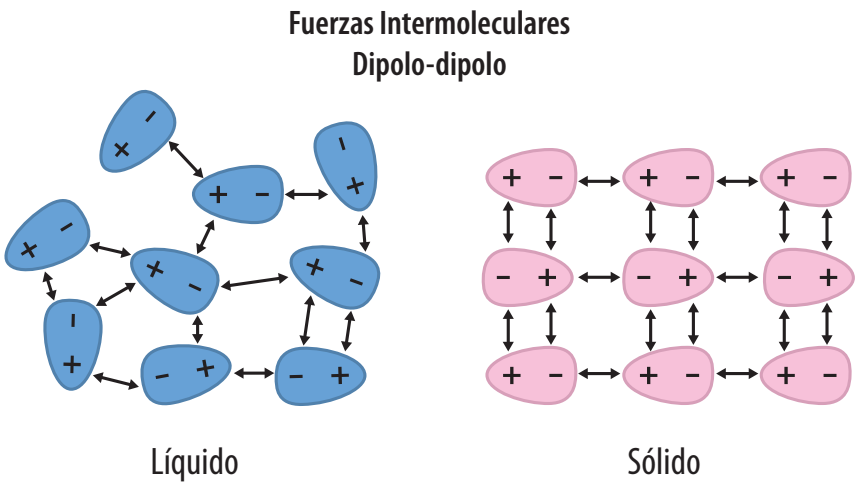
Lectura 31

Fuerzas de Van der Waals

Las fuerzas intermoleculares, llamadas también fuerzas de Van der Waals son de tres tipos:

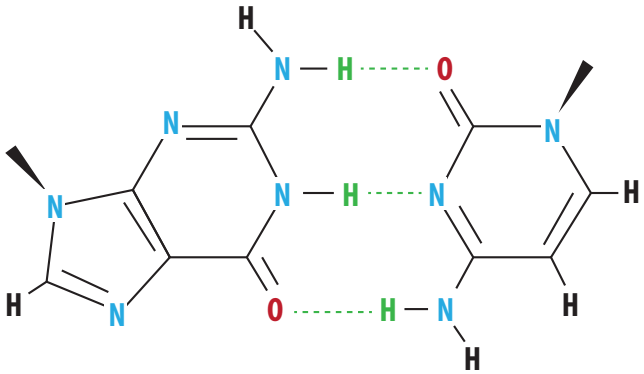
a) Fuerzas dipolares o dipolos permanentes.

Las fuerzas dipolares o dipolos permanentes se presentan entre moléculas con enlace covalente polar. Las moléculas tienen sus polos bien definidos y permanentes. Cuando las moléculas que son dipolos se aproximan lo suficiente, el extremo positivo de una molécula atrae el extremo negativo de otra molécula. Esto se asemeja a la manera como se atraen los polos opuestos de los imanes. Muchas moléculas dipolares son gases a condiciones normales ambientales, pero por las atracciones dipolares a bajas temperaturas y altas presiones se pueden convertir en líquidos. Son ejemplos de moléculas dipolares el HCl, el HBr y las moléculas angulares. La intensidad de las fuerzas dipolares es alrededor del 1% de la que presentan los enlaces iónicos.



b) Puentes de hidrógeno.

Los **puentes de hidrógeno** también se presentan entre moléculas con enlaces covalente polar, pero específicamente entre moléculas que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno. Estas fuerzas son 10 veces más intensas que las dipolares comunes. Es importante destacar que cuando las moléculas se atraen, el H forma un puente entre dos átomos muy pequeños y bastante electronegativos (precisamente F, O, N). Por ejemplo, se forman puentes de H entre moléculas de HF, entre moléculas de H_2O, entre moléculas de NH_3.



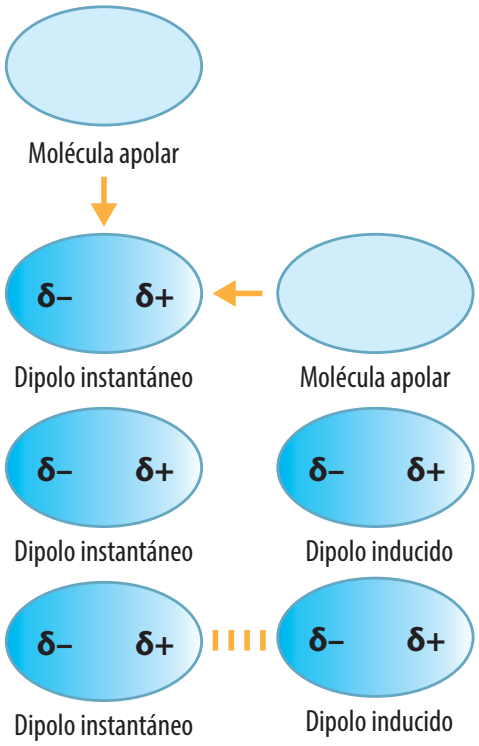
Fuerzas intermoleculares puentes de hidrógeno en el emparejamiento del ADN

El H de una molécula es atraído hacia el par electrónico no enlazado de un átomo de F, O, o N de una molécula vecina que presenta una carga parcial negativa. En los cristales de hielo las moléculas de agua mantienen puentes de H rígidos que le dan un arreglo tridimensional.

c) Fuerzas de London o dipolos momentáneos.

Las **fuerzas de London** o **dipolos momentáneos** son fuerzas de atracción que se presentan entre moléculas no polares. Por ejemplo, en la diminuta molécula no polar de H_2 los dos electrones que se comparten equitativamente entre los dos átomos no están estáticos, sino en continuo movimiento. Por lo tanto, en un momento dado pueden moverse a un extremo o a otro de la molécula. Estos movimientos electrónicos

dan origen a dipolos momentáneos. Un dipolo, por momentáneo que sea, puede inducir a un dipolo momentáneo similar en otra molécula vecina (cuando los electrones de una molécula se hallan en un extremo, los electrones se alejan de ese extremo). Esto produce una fuerza de atracción entre el extremo rico en electrones de una molécula y el extremo pobre de la siguiente. Estas fuerzas de atracción son pequeñas y transitorias, pero están relacionadas con el tamaño de las moléculas: a mayor tamaño, mayor intensidad. Por ejemplo, son mayores en el Br_2 y en el I_2, que en el F_2. Los átomos más grandes tienen nubes electrónicas de mayor tamaño y sus electrones más externos pueden desplazarse hacia otro átomo con más facilidad que los electrones estrechamente sujetos de un átomo pequeño. Esto hace que las moléculas con átomos más grandes sean más polarizables. Las moléculas de yodo se atraen unas a otras con más fuerza que las moléculas de bromo, las que a su vez poseen fuerzas más intensas que las moléculas de cloro, que también presentan fuerzas de mayor intensidad que las moléculas de flúor. Las fuerzas de London son importantes incluso cuando están presentes otros tipos de fuerzas. A pesar de ser en lo individual más débiles que las demás atracciones, su efecto acumulativo puede ser considerable en sustancias compuestas por moléculas grandes.



Atracción intermolecular. Fuerzas de London

Actividad 56

Resuelva las siguientes preguntas:

1 Para cada uno de los siguientes compuestos mencione el tipo de fuerza correspondiente:

a) Cl_2 _____

b) HF _____

c) CO _____

d) SO_2 _____

e) CH_3CH_2OH _____

2 **Ordene las siguientes moléculas según la intensidad creciente de las fuerzas intermoleculares e interiónicas: N_2, H_2O, NaCl, HCl ¿Qué fuerzas están presentes en cada caso?**

a) _____ Fuerza: _____

b) _____ Fuerza: _____

c) _____ Fuerza: _____

d) _____ Fuerza: _____

3 **Compare las fuerzas de London para F_2 y Br_2.**

_____

_____

_____

_____

4 **¿Cuál debe tener mayor punto de ebullición, HCl o F_2? Justifique.**

_____

_____

_____

_____

5 **Una de las siguientes sustancias es líquida a temperatura ambiente, mientras que las otras son gaseosas. ¿Cuál es líquida? Explique.**

H_3C-OH, C_3H_8, N_2

_____

_____

_____

_____

6 **En la siguiente lista basada en los puntos de ebullición creciente, hay una sustancia que no está en su orden, identifíquela y póngala en su lugar. Explique su razonamiento. H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te.**

_____

_____

_____

_____

7 **El benceno C_6H_6 (enlaces C-C y C-H) tiene un punto de ebullición de 80°C, y el clorobenceno C_6H_5Cl (enlaces C-C, C-H y C-Cl) tiene un punto de ebullición de 132°C. ¿Por qué?**

Actividad 57

Después de entender cómo se comportan e influyen sobre los compuestos las fuerzas intermoleculares, ¿qué explicación le puede dar a Liliana a Antonio?

Notas

Notas

Notas