



QUÍMICA III

Unidad 3 Agua ¿De dónde, para qué y de quién?

[Escriba aquí una descripción breve del documento. Normalmente, una descripción breve es un resumen corto del contenido del documento. Escriba aquí una descripción breve del documento. Normalmente, una descripción breve es un resumen corto del contenido del documento.] Seminario local de química ENP6 2011-12

Ácidos y bases



En nuestro planeta hay compuestos que pueden disolver los materiales más duros y resistentes, conocidos como los **ácidos** y las **bases**, y aunque no todos son muy reactivos, algunos no pueden almacenarse en envases de vidrio o metal porque los disuelven.

La palabra **ácido** tiene dos raíces: una es *acidus*, vocablo latino que significa agrio, debido a que todos los ácidos que se pueden probar tienen este sabor, y la otra es una raíz de origen griego que se emplea en las palabras compuestas cuyo significado es *formador de óxidos*.

Originalmente las **bases** fueron llamadas *álcalis*, palabra de origen árabe que significa ceniza, porque fueron identificadas por primera vez en las cenizas de los vegetales.

Algunas sustancias pueden reaccionar con los ácidos, por lo que son consideradas como antagónicas, el nombre que se les asigna es *bases*. Los conceptos de ácido y de base han cambiado a través del tiempo.

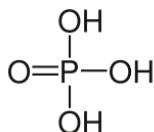


Svante August Arrhenius, químico sueco, propuso una teoría para definir a los ácidos y bases como sigue: Un **ácido** es una sustancia que contiene hidrógeno y que en disolución acuosa es capaz de **liberar iones hidrógeno H^+** o también denominados **protones**, mientras que una **base** es una sustancia que contiene el grupo **OH^-** y que en disolución acuosa **libera iones hidróxido (oxhidrilo o hidroxilo)**.

Características de los ácidos y las bases

Ácidos	Bases
Al tacto son corrosivos.	Al tacto son resbaladizas o jabonosas.
Tienen sabor agrio.	Tienen sabor amargo.
En disolución acuosa liberan iones hidrógeno.	En disolución acuosa liberan iones hidróxido.
Reaccionan con hidróxidos para formar sales y agua.	Reaccionan con ácidos para formar sales y agua.
Hacen que el papel tornasol cambie de azul a rojo.	Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.
Reaccionan con metales produciendo sales e hidrógeno.	
Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos para formar sales, dióxido de carbono y agua.	

De acuerdo con la cantidad de protones que contiene un ácido, pueden ser clasificados como: monopróticos: HCl, HNO₃; dipróticos: H₂CO₃, H₂SO₄ y tripróticos: H₃PO₄. Un ácido diprótico o un ácido triprótico pueden perder sus protones parcialmente. Por ejemplo, el ácido fosfórico contiene tres protones y los pierde parcialmente:



Conforme al grado de **disociación**, los ácidos se clasifican como **fuertes** si se disocian en alto porcentaje, o **débiles** si se disocian en bajo porcentaje. La disociación se produce por la energía cinética de los choques de las moléculas del disolvente y del ácido o la base. Por ejemplo, el ácido etanoico o acético en una disolución 0.1 M a 20 °C se disocia en 1% por lo que se considera débil, mientras que el hidróxido de amonio a 18 °C se disocia en 1.3%, por lo que se considera débil.

Una forma de medir la fuerza de los ácidos y las bases es mediante la **conductividad eléctrica**, que se refiere a la capacidad de la materia de permitir el flujo de electrones a través de ella. Cuando se disuelven los ácidos y

las bases en agua, son capaces de producir iones conductores de electricidad.

Ejercicios. Ácidos y bases

Indicaciones. Resuelve el ejercicio siguiente:

1. Observa las siguientes fórmulas, indica si se trata de un hidrácido, de un oxiácido o de un hidróxido e indica sus nombres HBr, $Zn(OH)_2$, HI, $HClO_3$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

Concentración de H^+ y pH

Para expresar cuantitativamente el grado de acidez, se usa una escala que va de 0 a 14, la cual describe la **concentración de los iones hidrógeno**.



Debido a que esas concentraciones suelen ser muy pequeñas, se expresan utilizando números que se basan en logaritmo de base 10 de la concentración de iones hidrógeno. La fórmula para la concentración de los iones hidrógeno de una solución es: $pH = -\log [H^+]$



El **pH** es la forma cuantitativa de expresar la naturaleza ácida o básica de las disoluciones utilizando los valores logarítmicos negativos de sus concentraciones molares de iones hidrógeno $[H^+]$ que propuso el químico danés Soren Peter Sorensen en 1909.

Una disolución que tenga una concentración de iones hidrógeno de 0.01 M tendrá un pH igual a 2, mientras que, una concentración de $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ M (0,0000001 mol/L) presenta un pH de 7.

$$pH = -\log [0.01] = -\log [10^{-2}] = -[-2] = 2$$

$$pH = -\log [0,0000001] = -\log[10^{-7}] = -[-7] = 7$$

Los valores de la escala de pH van desde 0 a 14. El valor 7 es el límite

entre ácido y base. Una sustancia ácida tiene valores de pH entre 0 y 7; una sustancia básica tiene valores de pH entre 7 y 14.



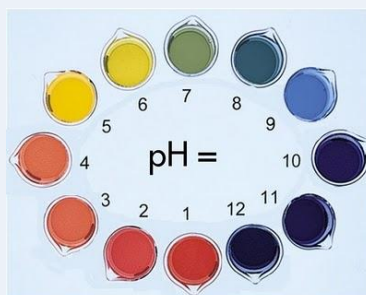
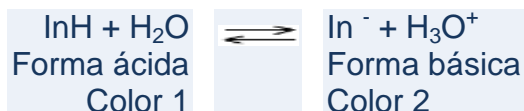
La determinación del pH es uno de los procedimientos analíticos más importantes y más usados en ciencias tales como la bioquímica y la química de suelos. El pH determina muchas características notables de la estructura y actividad de las biomacromoléculas y, por tanto, del comportamiento de células y organismos. En los análisis de laboratorio clínico la determinación del pH es de primordial importancia. Aunque el pH de algunos fluidos corporales puede variar en un amplio rango de valores (orina); otros, en cambio, como la sangre, se mantienen en un rango muy estrecho. La variación en sólo algunas décimas de punto de acidez de la sangre puede conducir a la muerte.

Disolución	pH
disolución 0,1 M de HCl	1,0
jugos gástricos	1,4
jugo de limón	2,2
vinagre	2,9
vino	3,5
jugo de tomate	4,2
café	5,0
agua de lluvia	6,0
leche	6,9
agua pura	7,0
sangre	7,4
agua de mar	8,5
agua de cal	10,5
amoníaco doméstico	11,9
disolución 1 M de NaOH	14,0



Existen instrumentos electrónicos de medida de pH llamados **potenciómetros**, que dan lecturas analógicas o digitales muy precisas del grado de acidez de una sustancia con solo introducir un electrodo en el líquido de prueba.

Existen algunos compuestos orgánicos que cambian de color en dependencia del grado de acidez del medio en que se encuentren y son usados como **indicadores** cualitativos para la determinación del pH. Los indicadores son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color el ácido y su base conjugada:



Indicador universal.

Para que se aprecie bien el cambio de color, las concentraciones de la forma ácida, InH , y de la básica, In^- , deben ser bastante diferentes (unas diez veces mayor una que la otra). Para ello es necesario que cambie notablemente la concentración de protones. Es decir, que el cambio de color no se produce a un pH fijo, sino en un intervalo de unas dos unidades. A este intervalo en el que el color es mezcla de los colores extremos, se le llama **zona de viraje**.

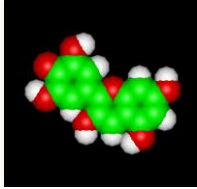
Cambio de coloración de algunos indicadores

Indicador	Color ácido	Intervalo de pH	Color básico
Violeta de metilo	Amarillo	0.0 – 2.0	Violeta
Amarillo de metilo	Rojo	2.0 – 3.0	Amarillo
Dinitrofenol	Incoloro	2.4 – 4.0	Amarillo
Anaranjado de metilo	Rojo	3.1 – 4.4	Anaranjado
Rojo congo	Azul	3.0 – 5.0	Rojo
Rojo de metilo	Rojo	4.4– 6.2	Amarillo
Azul de bromotimol	Amarillo	6.0 – 7.6	Azul
Tornasol	Rojo	4.4– 8.3	Azul
Rojo de fenol	Amarillo	6.4 – 8.2	Rojo
Fenolftaleína	Incoloro	8.3 – 10.0	Rojo –violeta
Amarillo de alizarina	Amarillo	10.1 – 11.1	Violeta

La aplicación más importante de los indicadores es detectar el **punto de equivalencia** en las volumetrías ácido-base que es un método muy sencillo para determinar la concentración desconocida de un ácido (o de una base) en una disolución. Consiste en medir el volumen de otra disolución de concentración conocida de una base (o de un ácido) que se necesita para su **neutralización**.

Para saber un poco más

Las antocianinas como indicadores de acidez y basicidad



Los flavonoides son una serie de metabolitos secundarios de las plantas (del latín *flavus*, "amarillo"). Los flavonoides se clasifican en seis grupos: las charconas, las flaconas, los flavonoles, los flavandioles, las **antocianinas** y los taninos.

El término **antocianina** fue propuesto por Marquart en 1835 para describir el pigmento azul de la col morada. Las antocianinas constituyen un grupo de pigmentos hidrosolubles (son solubles en agua, en ácido acético y en alcohol, pero no en aceites) responsables de la coloración roja, azul o violeta de muchas flores, frutas, hortalizas, hojas de árboles, entre otros.

El pigmento actúa como antioxidante de gran alcance para proteger a las plantas contra el daño de los rayos UV. Se conocen aproximadamente 250 diversas moléculas diferentes de antocianinas. Willstätter fue el primero en describir el cambio de color conforme cambia el valor de pH en las antocianinas denominado **efecto batocrómico**.

En otoño, cuando la clorofila se descompone, los flavonoides incoloros se ven privados del átomo de oxígeno unido al anillo central, lo que los convierte en antocianinas, dando colores brillantes. Esta transformación química que consiste sólo en la pérdida de un átomo de oxígeno es la responsable de nuestra percepción de los colores del otoño en las hojas.

Las antocianinas son muy sensibles a las variaciones de pH. En general, adquieren un color rojo en medio ácido y cambian de color a azul oscuro cuando el pH se hace básico, pasando por el color violeta. En los extractos vegetales pueden encontrarse varios tipos de antocianinas juntas, las cuales confieren a cada extracto particular diferentes cambios de color frente al pH. La acumulación de antocianina en plantas es específica al tipo de la planta,

depende de las condiciones del suelo, la luz, el calor y el tipo de la planta.

Vegetales que presentan mayor concentración de antocianinas



Betabel



Ciruela



Col morada
Brassica oleracea



Bugambilia



Jamaica



Nochebuena



Fresa



Té negro



Rosa roja



Frijol negro



Cempasúchil



Elote



Frambuesa
Rubus leucodermis



Girasol



Uva roja



Zarzamora
Rubus ulmifolius



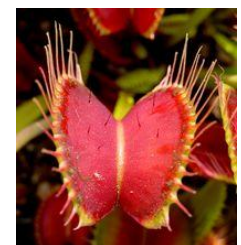
Cereza
Prunus cerasus



Arándano azul
(mora azul)
Vaccinium



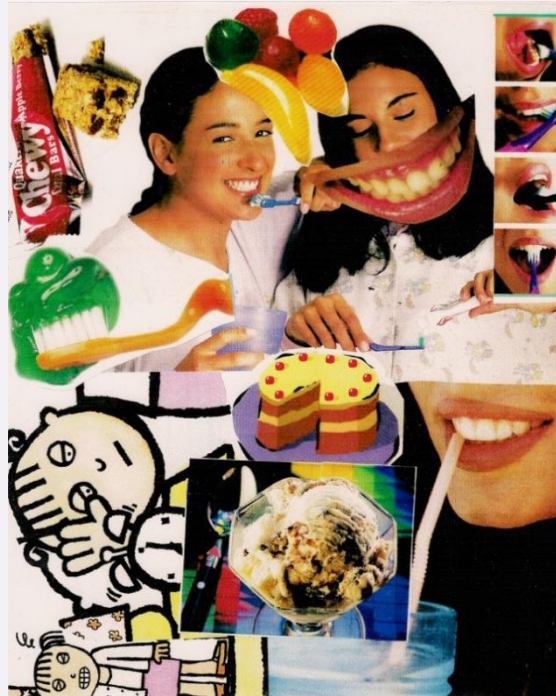
Pensamiento
Viola x wittrockiana



Hoja de

*corymbosum**Dionaea muscipula***Actividad lúdica****El pH en productos de uso cotidiano**

Indicaciones: Diseña un *collage* para cualquiera de las lecturas siguientes. Utiliza imágenes que se encuentren en diferentes medios de comunicación impresos o digitales. Lo puedes elaborar en una hoja de papel o en una diapositiva de algún *software*. A continuación, te mostramos el *collage* para la lectura *¿Qué relación hay entre el pH y la caries dental?* para que te des una idea.

**¿Qué relación hay entre el pH y la caries dental?**

Es común ver a los niños y adolescentes “deleitarse” con refrescos (principalmente de cola), polvos picantes y ácidos, o llenarse la boca de dulces ¿Sabías que la caries dental se origina por un ácido que disuelva el mineral de los dientes?

El esmalte que cubre a los dientes es un mineral llamado *hidroxiapatita* $[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]$. Este mineral poco soluble en agua es la sustancia más dura del cuerpo y, sin embargo, los ácidos lo disuelven.

A cualquier pH menor de 5.5 la capa de hidroxiapatita, de unos 2 mm de

espesor, se disuelve y se produce caries. Alrededor de 95% de la gente padece en algún grado de este problema. En la caries dental una parte del diente a pH muy ácido se desmineraliza.

Los dulces también dan origen a las caries. La placa que rodea a los dientes es una película delgada de azúcares producidos por las bacterias que viven en la boca. Las bacterias causantes de las caries se adhieren a esta placa y convierten el azúcar, de la placa y de los dulces, en ácido láctico que disminuye el pH de la superficie dental a un valor menor de 5 con la consiguiente caries. Mientras más azúcar esté presente, más se reproducen las bacterias y más ácido producen.

Generalmente las caries se ven como un mal menor, en apariencia inofensivo, que sólo merece ocuparse de él cuando hay dolor, entonces acudes al dentista. La caries no debe verse como algo inofensivo, pues abre la puerta a una infección que si no es atendida puede pasar del diente a algún órgano interno generando un problema mayor.

Es importante para el cuidado de los dientes evitar que líquidos muy ácidos, como los refrescos, permanezcan mucho tiempo en la boca, así como lavarlos después de comer para eliminar la placa que se forma alrededor del diente.

¿Qué consecuencias tiene usar un champú alcalino?

El cabello está constituido por grandes cadenas poliméricas a base de queratina. Cada cadena crece desde la raíz del cuero cabelludo dentro de un folículo. El sebo, secreción aceitosa de la glándula sebácea, lubrica el cabello, impide que se seque y le da brillo natural. La acumulación de sebo hace que el cabello se sienta grasoso y sucio; la falta, hace que se sienta seco y sea difícil de peinar.

Cuando te lavas el cabello retiras el sebo y la mugre adherida. Es recomendable que uses un jabón que elimine la mugre y el exceso de grasa. No es conveniente que te laves con un detergente fuerte, muy alcalino como el de trastes y ropa, porque quita la grasa totalmente. Los champús cotidianos

para adultos contienen un detergente aniónico como el dodecil sulfato de sodio. Los champús para cabello grasoso tienen mayor concentración de este detergente que los de cabello normal.

El cabello por estar formado por queratina contiene tanto grupos ácidos como básicos. El cabello natural es ligeramente ácido. La mayoría de champús tienen un pH entre 5 y 8. Un champú de pH muy alcalino, o muy ácido, puede dañar la estructura del cabello. El pH afecta la habilidad del champús para limpiar el cabello y dejarlo con brillo natural. La superficie del cabello se llama cutícula y está constituida por escamas. El brillo del cabello depende de la cutícula externa, la cual refleja la luz dándole su brillo propio. Las escamas se pueden alinear a lo largo del cabello o estar en desorden. Un champú muy básico hace que las escamas se doblen impidiendo que reflejen la luz y le da una apariencia opaca al cabello. La cutícula es ligeramente ácida y debe mantenerse pegada a la superficie, a lo largo del cabello, para que éste tenga su lustre.

Antiácidos y el balance de pH en el estómago

Un adulto promedio produce diariamente entre dos y tres litros de jugo gástrico. Éste es un fluido digestivo delgado y ácido, secretado por las glándulas de la membrana mucosa que envuelve el estómago. Entre otras sustancias, contiene ácido clorhídrico. El pH del jugo gástrico es aproximadamente de 1.5, que corresponde a una concentración de 0.03 M, es decir, una concentración tan alta como para disolver zinc metálico.

El propósito de un medio tan ácido dentro del estómago es digerir los alimentos y activar ciertas enzimas digestivas. Al comer se estimula la secreción de iones H^+ . Una pequeña fracción de estos iones se reabsorbe por la mucosa, lo que provoca diminutas hemorragias. Alrededor de medio millón de células se renueva cada minuto y un estómago sano se recubre por completo cada tres días, más o menos. Sin embargo, si el contenido de ácido es demasiado alto, la afluencia constante de los iones H^+ de regreso al plasma

sanguíneo a través de la membrana puede causar contracción muscular, dolor, hinchazón, inflamación y sangrado.

Con un antiácido se reduce temporalmente la concentración de iones H^+ en el estómago. La función principal de los antiácidos es neutralizar el exceso de HCl en el jugo gástrico.

Algunos son mezclas de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio. Estas bases no son muy solubles en agua, por lo que los niveles de OH^- no provocan daños en el aparato digestivo.

Algunos antiácidos emplean carbonato de calcio para neutralizar el exceso de ácido estomacal. Otros antiácidos, en cambio, contienen bicarbonato de sodio.

Para finalizar este tema, cabe mencionar que actualmente existen algunos medicamentos que ayudan a controlar la secreción de HCl en el estómago. Éstos actúan inhibiendo un tipo de receptores H_2 (antagonistas) y no permiten la secreción de ácido clorhídrico en el estómago por lo que su función real es de inhibidores no actúan como “neutralizadores” del exceso de HCl en el estómago. Algunos ejemplos de estos principios activos son la ranitidina, el omeprazol y la cimetidina.

Neutralización y formación de sales

Una **reacción de neutralización** es una reacción entre un ácido y una base.



En las reacciones ácido-base se forma agua y una sal, la cual es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-} . Estas reacciones son clasificadas como de doble sustitución porque los cationes y aniones que forman al ácido y a la base se intercambian de acuerdo con lo siguiente:

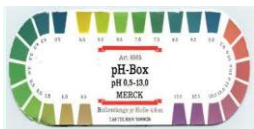


Si la reacción inicia con cantidades molares del ácido y de base, como señala la ecuación balanceada, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes. Esta es una característica de las reacciones de neutralización ácido-base.

Ejercicios. Formación de sales

Indicaciones. Resuelve el ejercicio siguiente:

1. Observa las siguientes fórmulas, indica si se trata de una sal, una oxisal o una oxisal ácida e indica sus nombres CaCl_2 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, ZnBr_2 , $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$, FeI_2 , $\text{Ni}(\text{ClO}_2)_3$, CuCl_2 , KHSO_4 , MgS .



Práctica: ¿Es ácido o es base?

¿Qué sabes sobre el tema?

♣ Investiga los siguientes puntos:

1. Propiedades físicas y químicas de los ácidos y las bases.
2. Coloración de la fenolftaleína, del rojo de metilo y del tornasol, en medio ácido y en medio básico.

¿Qué necesitas?

Material: una microplaca de 12 pozos, dos trozos de 0.5 cm de papel tornasol rojo, dos trozos de 0.5 cm de papel tornasol azul, un agitador de vidrio, una espátula.

Sustancias: 5 mL de disolución de HCl 0.1 M, 5 mL de disolución de NaOH 0.1 M, 1 mL de disolución de rojo de metilo al 1% p/v, 1 mL de disolución alcohólica de fenolftaleína al 1% p/v, 0.1 g de zinc en polvo.

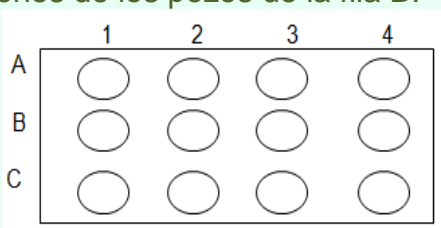


¡Ten cuidado!

No olvides mantener tu bata cerrada y, si es posible, utiliza guantes de hule.

¿Cómo lo haces?

Se te proporcionará una microplaca en la cual se han colocado: en 4 pozos, disolución de ácido clorhídrico (HCl); y en 4 pozos, disolución de hidróxido de sodio (NaOH). Las disoluciones contenidas en los pozos de la fila A son diferentes a las disoluciones de los pozos de la fila B.



Para determinar qué tipo de sustancias están presentes en cada fila realiza las siguientes pruebas:

1. En el pozo A1 coloca un trozo de papel tornasol azul y un trozo de papel tornasol rojo. Registra los cambios ocurridos. Repite el procedimiento en el pozo B1.

- En el pozo A2 coloca una pequeña porción de zinc en polvo. Registra los cambios ocurridos. Repite el procedimiento en el pozo B2.
- En el pozo A3 agrega 3 gotas de rojo de metilo. Registra los cambios ocurridos. Repite el procedimiento en el pozo B3.
- En el pozo A4 adiciona 3 gotas de fenolftaleína. Registra los cambios ocurridos. Repite el procedimiento en el pozo B4.



¡Ayuda al cuidado del medio ambiente!

Neutraliza los desechos líquidos antes de depositarlos en el drenaje.

¿Qué datos se obtuvieron?

Registra tus resultados en la tabla siguiente.

	Papel tornasol	Zinc	Rojo de metilo	Fenolftaleína
	Columna 1	Columna 2	Columna 3	Columna 4
A				
B				

¿Qué ocurrió?

- Con base en tus resultados experimentales, deduce cuál fila contenía las disoluciones ácidas y cuál fila contenía las disoluciones básicas. Fundamenta tu respuesta.
- Elabora una tabla que señale las propiedades de los ácidos y las bases que se estudiaron en esta práctica.



Práctica: ¿Productos naturales como indicadores ácido bases?

¿Qué sabes sobre el tema?

♣ Investiga los siguientes puntos:

1. Concepto de indicador ácido base natural.
2. Cualidades que debe tener un vegetal para ser considerado indicador natural ácido base.

¿Qué necesitas?

Material: un mortero con pistilo, ocho frascos goteros de 5 mL, un agitador de vidrio, dos microplacas de 12 pozos, ocho etiquetas adheribles, una piceta, tres pipetas beral de 5 mL.

Sustancias: 1 g de los vegetales siguientes: rosa roja, flor de jamaica, flor de bugambilia, ciruela, uva roja, col morada, betabel, flor de nochebuena, cereza; 50 mL de agua destilada, 50 mL de disolución de NaOH 0.1 M, 50 mL de disolución de HCl 0.1 M.



¡Ten cuidado!

No olvides mantener tu bata cerrada y, si es posible, utiliza guantes de hule.

¿Cómo lo haces?

	1	2	3	4	5	6	7	8
Acido A	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Base B	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Agua C	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



A. Extracción de indicadores.

1. Coloca la muestra del vegetal en el mortero. Agrega 5 mL de agua destilada y tritura vigorosamente hasta que el líquido adquiera la coloración del vegetal.
2. Decanta el líquido del mortero y deposítalo en un frasco gotero. Etiquétalo con el nombre del vegetal que trituraste.
3. Realiza los pasos uno y dos con los demás vegetales que utilizarás.



B. Determinación de sustancias ácidas o básicas.

1. Llena los pozos de la fila A de ambas microplacas con disolución de ácido clorhídrico.
2. Llena los pozos de la fila B de ambas microplacas con disolución de hidróxido de sodio.
3. Llena los pozos de la fila C de ambas microplacas con agua.
4. Agrega tres gotas del extracto vegetal a los pozos A1, B1 y C1
5. Repite el procedimiento anterior con las otras muestras de vegetal, empleando las columnas 2, 3 y 4 de la primera microplaca, así como las columnas 5, 6, 7 y 8 de la segunda microplaca.



¡Ayuda al cuidado del medio ambiente!

- Neutraliza los desechos líquidos antes de depositarlos en el drenaje.
- Deposita los residuos sólidos en el cesto de basura correspondiente.

¿Qué datos se obtuvieron?

Registra tus resultados en la tabla siguiente:

Vegetal	Color en medio ácido (Fila A)	Color en medio básico (Fila B)	Color en agua (Fila C)

¿Qué ocurrió?

1. Los vegetales con que trabajaste ¿pueden ser considerados indicadores ácido base? Fundamenta tu respuesta.
2. ¿Cuál de las muestras vegetales resultó ser el mejor indicador ácido base?
¿Por qué?



RETO

Con base en lo que se ha aprendido formen equipos de 4 personas y resuelvan los siguientes problemas:

Se recomienda el uso de algoritmos de resolución (diagramas de flujo), antes de hacer cualquier operación matemática. (Ver anexo)

PROBLEMA 1:

- ➡ Se disuelven 1.25g de hidróxido de sodio (NaOH) en suficiente agua para preparar 3500 mL de disolución. Determina la concentración molar de iones H^+ y el pH de la disolución preparada.

PROBLEMA 2:

- ➡ Se disuelven 1.25g de ácido Clorhídrico (HCl) en suficiente agua para preparar 3.50 L de disolución. Determina la concentración molar de iones H^+ y el pH de la disolución preparada.

PROBLEMA 3:

- ➡ En una disolución de hidróxido de potasio (KOH), cuyo pH es de 10.5 y su volumen de 500 mL, determina los gramos de la base que están disueltos.

PROBLEMA 4:

- ➡ En una disolución de ácido clorhídrico (HCl), cuyo pH es de 2.5 y su volumen de 750 cm³, ¿cuántos gramos del ácido están disueltos?

**ACTIVIDAD EXTRA:**

Cada equipo presentará en “Word” la resolución de los problemas, el archivo lo grabarán en un CD o memoria USB y prepararán una presentación en “Power Point”, la que se expondrá ante el grupo. Tendrán 5 minutos para su presentación.

*Nota: Es importante mencionar que el profesor y el resto de los alumnos comentarán lo expuesto por cada equipo y llegarán a las conclusiones pertinentes.

ANEXO

I) Ejemplo de algoritmo de resolución para el PROBLEMA 1



II) Ejemplo de algoritmo de resolución para el PROBLEMA 3

