



Los alumnos deben llenar esta hoja y entregarla al supervisor junto con la versión final de su monografía.

Número de convocatoria del alumno

Nombre y apellido(s) del alumno

Número del colegio

Nombre del colegio

Convocatoria de exámenes (mayo o noviembre)

MAYO

Año

2013

Asignatura del Programa del Diploma en la que se ha inscrito la monografía: QUÍMICA

(En el caso de una monografía en lenguas, señale si se trata del Grupo 1 o el Grupo 2.)

Título de la monografía: Estudio de la utilidad y las características de
algunos vegetales como indicadores de pH

Declaración del alumno

El alumno debe firmar esta declaración; de lo contrario, es posible que no reciba una calificación final.

Confirmando que soy el autor de este trabajo y que no he recibido más ayuda que la permitida por el Bachillerato Internacional.

He citado debidamente las palabras, ideas o gráficos de otra persona, se hayan expresado estos de forma escrita, oral o visual.

Sé que el máximo de palabras permitido para las monografías es 4.000, y que a los examinadores no se les pide que lean monografías que superen ese límite.

Esta es la versión final de mi monografía.

Firma del alumno:

Fecha:

Informe y declaración del supervisor

El supervisor debe completar este informe, firmar la declaración y luego entregar esta portada junto con la versión final de la monografía al coordinador del Programa del Diploma.

Nombre y apellido(s) del supervisor [MAYÚSCULAS]:

Si lo considera adecuado, escriba algunos comentarios sobre el contexto en que el alumno desarrolló la investigación, las dificultades que encontró y cómo las ha superado (ver página 13 de la guía para la monografía). La entrevista final con el alumno puede ofrecer información útil. Estos comentarios pueden ayudar al examinador a conceder un nivel de logro para el criterio K (valoración global). No escriba comentarios sobre circunstancias adversas personales que puedan haber afectado al alumno. En el caso en que el número de horas dedicadas a la discusión de la monografía con el alumno sea cero, debe explicarse este hecho indicando cómo se ha podido garantizar la autoría original del alumno. Puede adjuntar una hoja adicional si necesita más espacio para escribir sus comentarios.

El trabajo ha sido realizado por el alumno utilizando medios y recursos particulares.

El supervisor debe firmar esta declaración; de lo contrario, es posible que no se otorgue una calificación final.

He leído la versión final de la monografía, la cual será entregada al examinador.

A mi leal saber y entender, la monografía es el trabajo auténtico del alumno.

He dedicado horas a discutir con el alumno su progreso en la realización de la monografía.

Firma del supervisor:

Fecha:

Formulario de evaluación (para uso exclusivo del examinador)

Criterios de evaluación	Nivel de logro					
	Examinador 1	Máximo	Examinador 2	Máximo	Examinador 3	
A Formulación del problema de investigación	1	2		2		
B Introducción	0	2		2		
C Investigación	1	4		4		
D Conocimiento y comprensión del tema	1	4		4		
E Argumento razonado	1	4		4		
F Aplicación de habilidades de análisis y evaluación apropiadas para la asignatura	0	4		4		
G Uso de un lenguaje apropiado para la asignatura	2	4		4		
H Conclusión	1	2		2		
I Presentación formal	2	4		4		
J Resumen	0	2		2		
K Valoración global	0	4		4		
Total (máximo 36)	9					

Monografía

Estudio de la utilidad y las características de algunos vegetales como indicadores de PH

Número de palabras: 3807

Resumen

Esta monografía se ha realizado con el objetivo de analizar e investigar la utilidad y las características que tienen algunos vegetales como indicadores de pH, los vegetales que se han escogido para analizar han sido la col de lombarda, la rosa roja y el clavel rojo. Para esto, hemos elaborado un método por el cual obtenemos una tira de papel donde se puede observar el cambio de color de cada extracto ante disoluciones cuyo PH aumenta sucesivamente en la tira.

Para obtener esto primero hemos realizado trece disoluciones cuyos pH oscilan de entre el uno al trece, para poder aplicarlas en la tira sabiendo su PH, para lo que emplearemos un ácido fuerte, como el ácido nítrico, y una base fuerte, como el hidróxido de sodio.

Después hemos triturado los vegetales que decidimos analizar y hemos obtenido sus extractos mezclándolos ya triturados con una disolución de acetona y alcohol, donde se quedarán impregnados los colorantes de este vegetal, obteniendo así los extractos en estado líquido.

Como necesitábamos una forma de comprobar el cambio de color de estos al mezclarse con las distintas disoluciones, empleamos papel de filtro, en forma de tira, empapándolo en el extracto líquido obtenido donde se irán vertiendo algunas gotas de cada disolución, para poder observar así el cambio de color de los extractos como se indica al principio del resumen. De esta forma podremos analizar finalmente.

Finalmente después de seguir estos pasos podremos analizar algunos aspectos y la utilidad de dichos vegetales como indicadores de PH.

Índice

1 Introducción.....	3
2 Generalidades.....	3
2.1 El concepto de PH.....	4
2.2 Fortaleza y debilidad de los ácidos y bases	5
2.3 Relación entre PH y POH.....	5
2.4 La concentración.....	6
2.5 Indicadores de PH.....	6
3 Sección principal.....	7
3.1 Materiales empleados	7
3.2 Procedimiento	8
3.2.1 Preparación de disoluciones con un PH entre uno y siete	8
3.2.2 Preparación de disoluciones con un PH entre ocho y trece.....	10
3.2.3 Obtención de los extractos de los vegetales	12
3.2.4 Preparación de las tiras de papel de filtro	12
3.3 Análisis de resultados	13
4 Conclusión	15
5 Bibliografía.....	17

1 Introducción

Uno de los aspectos de la química que estudiamos en la asignatura de Química nivel superior del Bachillerato internacional es el PH. En este ensayo, vamos a analizar e investigar la utilidad y las características como indicadores de PH de distintos vegetales, tratando de averiguar cuál de ellos sería serviría mejor para desarrollar dicha función. Para ello se ha seguido un procedimiento similar con todos los vegetales analizados, realizado por el alumno y supervisado por el profesor.

2 Generalidades

A continuación se expondrán los conocimientos necesarios para realizar este experimento:

2.1 El concepto de PH: Esta expresión, significa potencial ("p") de hidrógeno ("H"), y mide la concentración del ión hidruro (H_3O^+) o protones (H^+) en una disolución.

El ser humano, en su afán por organizar todo, ha dividido las distintas sustancias que existen en tres grupos: Los ácidos, las bases y las sales.

Los ácidos, son todas aquellas sustancias capaces de ceder un protón (H^+) en una reacción, las bases, son las sustancias que son capaces de captar protones, y las sales, son compuestos químicos formados por la unión de un catión y un ión, por lo que es un producto de una reacción de neutralización, donde se combina un ácido y una base.

En un principio, los dos primeros solo podían ser eléctricamente neutros (teoría de arrhenius), pero posteriormente se admitieron los iones como ácidos y bases (Teoría de Brönsted y Lowry)

Una vez se sabe esto, podemos aclarar, que si el PH mide la concentración de protones H^+ en un medio, estará indicando también la basicidad o acidez de este. Esta medición de la naturaleza ácida o básica de un medio funciona de la siguiente manera: Cuanto mayor sea el PH, más básico será el medio, y cuanto menor sea, será más ácido, de manera que si el PH de una disolución es 7, nos estará indicando que el PH de esa disolución es neutro, si es superior a siete que es básico, y si es inferior que es básico.

En concreto el PH fue creado con la intención de utilizar números más simples a la hora de hablar de la concentración de protones en una disolución, ya que las concentraciones de estos pueden llegar a ser números muy pequeños. El PH se calcula de la siguiente manera:

$$PH = -\text{Log} [H_3O^+] = -\text{Log} [H^+]$$

2.2 Fortaleza y debilidad de los ácidos y las bases: Otro concepto que debemos tener claro para la comprensión del experimento realizado, es la fortaleza y debilidad de ácidos y bases. Un ácido es más fuerte, cuanto mayor sea su capacidad para ceder protones y más débil, cuanto menor sea esta. Una base, por lo tanto, es más fuerte cuanto mayor sea su capacidad para captar protones, y más débil cuanto menor sea esta.

Por norma general, los ácidos y bases neutros para ceder un protón o captarlo deben ionizarse previamente, dando lugar a iones H^+ e iones OH^- respectivamente, por lo que la fuerza o debilidad de estos, dependerá de la capacidad de estos para ionizarse (cediendo o captando así protones).

Existen magnitudes que miden esta capacidad para ionizarse en agua, que son la constante de acidez para los ácidos, y la constante de basicidad para las bases:

La constante de acidez mide la concentración de protones y de aniones, formados al ionizarse el ácido, con respecto a la del ácido. Su expresión matemática es la siguiente:

$$K = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]}$$

Donde la reacción que se daría sería $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

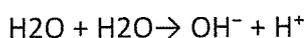
La constante de basicidad, mide la concentración de iones OH^- y el respectivo catión formado en la ionización de la base en agua. La expresión matemática de esta constante es la siguiente:

$$Kb = \frac{[BH] \times [OH^-]}{[B]}$$

Donde la reacción sería $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

De esta manera un ácido será más fuerte cuanto mayor sea su constante de acidez, y una base lo será cuanto mayor sea su constante de basicidad.

2.3 Relación entre PH y POH: Una característica importante del agua es que es un elemento anfótero, lo que significa que puede actuar tanto como base que como ácido en una reacción. Esto supone que ella produzca en sí misma una autoionización, es decir, ella misma actúa como ácido cediendo protones y como base captándolos, de forma que se ioniza a sí misma. Este proceso es representado por la siguiente reacción:



En base a esto podemos afirmar que la constante de equilibrio del agua, cuyo valor a 25 grados centígrados es de 10^{-14} será la siguiente:

$$K = [\text{OH}^-] \times [\text{H}^+] / [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K = \frac{[\text{OH}^-] \times [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como se supone que la concentración de agua que se ioniza es mucho menos que la concentración de agua que permanece constante, de manera que pase multiplicando a la constante de equilibrio dando la expresión:

$$K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}^+] \rightarrow -\log 10^{-14} = -\log [\text{OH}^-] - \log [\text{H}^+] \rightarrow 14 = \text{PH} + \text{POH}$$

Donde K_w es la constante de ionización

2.4 La concentración: como hemos visto en las explicaciones anteriores, la concentración será una magnitud cuya utilización es necesaria para realizar esta práctica.

Mide la cantidad de un soluto, con respecto al volumen de la disolución en la que se halla. Su expresión matemática es la siguiente:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Volumen de disolución}}$$

La unidad en la que utilizaremos la concentración en este experimento será la molaridad, es decir, moles de soluto partido litro de disolución, y se expresa con una M.

2.5 Indicadores de PH: Son sustancias capaces de medir el PH medio de una disolución. Suele tratarse de sustancias líquidas, que al entrar en contacto con una disolución con un PH medio determinado, viran, es decir cambian de color.

El PH medio de la disolución que en contacto con el indicador le hace virar se conoce como punto de viraje de dicho indicador. Cada indicador tiene un punto de viraje distinto.

Por lo tanto este tipo de sustancias se utiliza para conocer el PH de diferentes disoluciones, ya que al mezclarse con estas, no influyen en la acidez ni en la basicidad de una disolución.

3 Sección principal

3.1 Instrumentos empleados

A continuación se expondrá una lista de los materiales empleados en la realización de este experimento concretando el uso que se les ha dado.

-Pipeta Pasteur: utilizada para trasportar pequeñas cantidades de algunas disoluciones de unos recipientes a otros

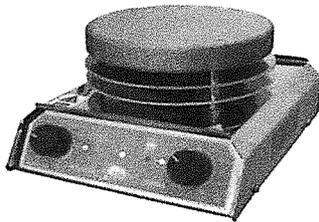


-vaso de precipitado (150ml): utilizado para almacenar algunas disoluciones durante un breve espacio de tiempo

-balanza electrónica de laboratorio: utilizada para medir pequeñas masas de algunos elementos, en este caso del hidróxido de sodio



-Agitador magnético: utilizada para remover algunas disoluciones, haciendo que se terminen de diluir los sólidos, en este caso el hidróxido de sodio en agua.



-Bureta: utilizado para medir el volumen de algunas disoluciones, en este caso para medir el volumen de ácido nítrico.



-Matraz aforado (100 y 250 ml): utilizado para almacenar durante un mayor periodo de tiempo algunas disoluciones, se ha utilizado también un tapón que evitaba que algunas partículas de la disolución escapasen por la boquilla.



-Mortero de laboratorio (de cristal): utilizado para machacar los distintos elementos.



-Tijeras: utilizadas para cortar en trozos más pequeños dichos elementos



3.2 Procedimiento

A continuación se narraran los pasos seguidos en la realización de este experimento:

Como nuestro objetivo era observar la validez como indicador de PH de diversos elementos, lo primero que se ha hecho, es realizar disoluciones con diferentes niveles de PH, para así poder comprobar la reacción de los distintos extractos en contacto con estas.

3.2.1 Preparación de disoluciones con un PH entre uno y siete: Para hacer disoluciones con un PH ácido (y también con un PH=7), se ha utilizado un ácido fuerte diluido en agua, el ácido nítrico (HNO₃). Al tratarse de un ácido fuerte, su constante de acidez será muy grande, y en disolución acuosa se ionizará completamente.

- El primer paso será calcular el volumen de ácido nítrico que necesitaremos para conseguir una disolución cuyo PH sea uno:

La reacción de la disolución de ácido nítrico en agua viene dada por la siguiente reacción:
$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$$

Observando las proporciones estequiométricas, es deducible que un mol de ácido nítrico reacciona con otro de agua para dar un mol de ión nitrato y un mol de ión hidrógeno.

Para que el PH de una disolución sea uno, según la expresión matemática del PH, se debe cumplir lo siguiente:

$$\text{PH} = -\text{Log} [\text{H}^+] = 1$$

Operando podemos deducir el valor de esta concentración:

$$-\text{Log} [\text{H}^+] = 1$$

$$[\text{H}^+] = 0.1\text{M} = \text{M}$$

Así obtenemos la concentración (Molaridad) de iones hidrógeno que debe darse en esta disolución para que el valor del PH sea uno.

En esta disolución, se ha decidido diluir ácido nítrico en agua, hasta alcanzar un volumen de 250 ml. Por lo tanto el volumen total de la disolución será de 0.25L.

Teniendo la concentración que debemos tener del ión hidrógeno y el volumen de la disolución, podemos calcular los moles de este que necesitaremos para que se dé el PH deseado en esta disolución:

$$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Volúmen de disolución}} \rightarrow \text{N}^\circ \text{ de moles soluto} = M \times \text{Vol. disolución}$$

Nº de moles soluto = $0.1M \times 0.25 L = 0.025$ moles de ión hidrógeno

Basándonos en las relaciones estequiométricas, se puede deducir que para obtener 0.025 moles de ión hidrógeno, necesitaremos 0.025 moles de ácido nítrico.

Conviene señalar que el ácido nítrico del que disponemos se encuentra en una disolución, en una concentración de 70% en masa, que la densidad de esta disolución es de 1.42 gramos/ml y que este ácido tiene una masa molar de 63.01 gramos/mol. Esta información ha sido obtenida del recipiente que contenía a este ácido. Partiendo de esto, podemos obtener el volumen de la disolución de HNO_3 que necesitaremos:

Primero hallamos la masa de HNO_3 que necesitamos:

$$M. \text{ molar} = \frac{\text{masa}}{\text{mol}} \rightarrow \text{masa} = M. \text{ molar} \times \text{Nº de moles} = 63.01 \text{ gr/mol} \times 0.025 \text{ mol}$$

$$\mathbf{m \text{ de } HNO_3 = 1.575 \text{ g}}$$

Aunque hemos de tener en cuenta que el ácido nítrico está en una concentración del 70% en masa, por lo que la masa que hemos hallado es solo el 70% de la masa de la disolución de este ácido que necesitaremos.

$$\mathbf{m \text{ total} = 1.575 \text{ g} \times 100/70 = 2.25 \text{ gr}}$$

Teniendo la masa de esta disolución del ácido que necesitamos, podemos hallar el volumen de la misma:

$$\mathbf{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{vol.}} \rightarrow \text{vol.} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{2.25 \text{ gr}}{1.42 \text{ gr/L}} = \mathbf{1.582 \text{ ml}}$$

- En segundo lugar vertemos en una bureta(ya que se trata de un ácido corrosivo, si se encuentra a partir de cierta concentración y hay que manejarlo con cuidado) un volumen de esta disolución de ácido nítrico mayor al necesario, después enrasamos, que consiste en verter de la bureta cierta cantidad del ácido, hasta que el volumen de este en la bureta se pueda medir perfectamente, de manera que la tangente de la curva que forma el límite del ácido en la bureta con el aire tiene que quedar tangente a una de las medidas de la bureta. Después echaremos el volumen hallado de HNO_3 en un matraz aforado de 250 ml.

- Para evitar que los errores afecten al experimentos se ha medido un volumen diez veces más grande, lo que luego se ha compensado diluyendo parte de esta disolución en un diez por ciento, obteniendo así una disolución con un PH=1

- Finalmente rellenamos el matraz con agua destilada hasta que marque los 250 ml, obteniendo una disolución del ácido nítrico cuyo PH será uno.

- Para hallar disoluciones con un PH de valor 2, diluiremos un mililitro de esta disolución con otros 9 de agua destilada, formando una nueva disolución de PH 2

- Para hallar una disolución de PH 3, diluiremos un mililitro de esta última disolución en otra de nueve mililitros.
- Este proceso lo realizaremos sucesivamente hasta llegar a una disolución de PH 7(basándonos en que cada vez que diluyamos un mililitro de disolución en un 10% el valor del PH aumentará en una unidad), ya que se complicarían los cálculos si continuáramos diluyéndolo al empezar a ser significativa la cantidad de protones H⁺ producidos en la autoionización del agua, con respecto a la de los producidos en la ionización del ácido nítrico.

A continuación se muestra una tabla donde se muestra la concentración de ácido nítrico que debe haber en cada disolución:

Disoluciones HNO ₃							
Molaridad (mol/L)	0.1	0.01	0.001	0.0001	0.00001	0.000001	0.0000001
PH	1	2	3	4	5	6	7

3.2.2 Preparación de disoluciones con un PH entre uno y siete: Para hacer disoluciones básicas, se ha utilizado una base fuerte, el hidróxido de sodio (NaOH), que al ser base fuerte, su constante de basicidad será muy grande, y se ionizará por completo.

- Para comenzar, se necesita una disolución cuyo PH sea 13. Como en el hidróxido de sodio se encuentra en estado sólido, esta vez necesitaremos hallar la masa para poder hacer la disolución.

La fórmula de la reacción que se dará al diluir la base en agua será:



Observando la proporción estequiométrica de la reacción podemos observar que un mol de hidróxido de sodio reacciona con un mol de agua para dar un mol del ión sodio y un mol del ión hidróxido.

Posteriormente hallaremos la concentración del ión hidróxido, hallando el POH mediante la relación que nos proporciona la constante de ionización Kw, ya que sabemos que la disolución debe tener un PH=13:

$$14 = \text{PH} + \text{POH} \rightarrow \text{POH} = 14 - \text{PH} = 14 - 13 = 1$$

Posteriormente hallamos la concentración de iones hidróxido en la disolución deseada a través de la expresión matemática del POH:

$$\text{POH} = \log[\text{OH}^-] = 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 0.1\text{M} = \text{M}$$

En el recipiente donde se encuentra el NaOH, viene dada la masa molar de este, que es de 40gr/mol, con este dato, y sabiendo que el volumen total de la disolución total en este caso será de 100 ml y su concentración (molaridad), podemos hallar los moles necesarios de ión hidróxido para tener una disolución de PH=13:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{mols solut}}{\text{vol. disolución}} \rightarrow \text{N}^{\circ}\text{mols} = M \times \text{vol.} = 0.1 \text{ mol/L} \times 0.1\text{L} = \mathbf{0.01 \text{ mols}}$$

Basándonos en la proporción estequiometrica se puede deducir que el número de moles que necesitamos de NaOH es el mismo que el de iones hidróxido que se formaran en esta reacción. Por lo tanto podremos hallar la masa de NaOH que necesitaremos:

$$\text{M. molar} = \frac{\text{masa}}{\text{mol}} \rightarrow \text{masa} = \text{M. molar} \times \text{N}^{\circ} \text{ moles} = \frac{40\text{gr}}{\text{mol}} \times 0.01\text{moles} = \mathbf{0.1 \text{ gr}}$$

- Posteriormente, pesaremos la cantidad que necesitamos de hidróxido de sodio, ya que este se encuentra en estado sólido. Para evitar errores de medida que puedan alterar el experimento, vamos a pesar una cantidad diez veces superior en masa de NaOH, lo que compensaremos diluyendo parte de la disolución que obtendremos en un diez por ciento y obteniendo así una disolución con un PH=13

- A continuación la masa obtenida la metemos en un vaso de precipitado con agua destilada, cuyo volumen debe ser menor al volumen de la disolución que buscamos (0.1L). Con ayuda de un agitador magnético, removemos la disolución, ya que al ser el hidróxido de sodio un sólido, no se diluirá tan fácilmente en agua como el ácido nítrico. Esta balanza funciona haciendo girar un imán colocado en el interior del vaso de precipitado que contiene la disolución mediante magnetismo.

- Una vez está disuelto todo el NaOH, verteremos en un matraz aforado de capacidad de 100ml el contenido del vaso de precipitado, y añadiremos agua hasta que el volumen total este cerca de la marca de los 100ml, finalmente con ayuda de una pipeta, rellenaremos cuidadosamente el volumen de agua destilada que falta.

- Una vez obtenida la disolución de PH=13, para obtener disoluciones de PH entre 12 y 8, diluiremos un mililitro en un diez por ciento en volumen de una disolución de PH uno mayor al que deseamos. (Cuanto más se diluya la disolución más bajará el PH y más subirá el POH).

Una vez hemos obtenido las disoluciones de diferentes PH, habrá que preparar los extractos de los diferentes vegetales que vamos analizar.

A continuación se muestra una tabla donde se muestra la concentración de hidróxido de sodio que debe haber en cada disolución:

Disoluciones NaOH						
Molaridad (mol/L)	0.1	0.01	0.001	0.0001	0.00001	0.000001
PH	13	12	11	10	9	8

3.2.3 Preparación de los extractos de los distintos vegetales:

A continuación se explicará la forma en la que se prepararon los extractos de col de lombarda, clavel y rosa roja. Cabe señalar que esta técnica de obtención de extractos, se ha obtenido de el libro "Prácticas de química" que es nombrado luego en la bibliografía

- En primer lugar para preparar los extractos será necesario triturar las hojas o pétalos de los distintos vegetales cuya reacción en contacto con las disoluciones de PH conocido queremos analizar. Para facilitar esta tarea, se decidió cortar previamente utilizando unas tijeras estas hojas y pétalos en pequeñas partes. Posteriormente introduciremos estas partes en el mortero de cristal y procederemos al triturado. Cabe señalar que los fragmentos de lombarda hubo que recortarlos en trozos más pequeños debido a que fue el vegetal más difícil de triturar, al presentar una estructura gomosa.

- Cuando ya esté en gran medida triturado, introducimos en el mortero alcohol etílico (etanol) y acetona, y seguimos triturando, con el objetivo que los colorantes que se desprenden de las hojas y pétalos al triturarlos queden impregnados en la disolución formada por el etanol y la acetona. La proporción en la que mezclamos la cantidad de hojas o pétalos triturados con la de acetona y alcohol etílico es cualitativa, hay que estar atento de que la disolución coge un color intenso, aunque siempre hay que tener en cuenta que es preferible pasarse de cantidad de hojas y pétalos, de manera que sobren los colorantes y no se queden todos impregnados en dicha disolución de etanol y acetona, a quedarse corto y que nos quede una disolución con pocos colorantes.

- Una vez que la disolución haya cogido el color suficiente, procederemos a filtrar el extracto del vegetal, utilizando papel de filtro en forma de cono, sobre un embudo, impidiendo que los elementos sólidos que se encuentran en el mortero pasen a un vaso de precipitado donde cae el extracto líquido del vegetal.

La finalidad de este último paso, es evitar que cuando pongamos en contacto con este extracto de vegetal con un papel de filtro para que se quede impregnado en él, este papel entre en contacto con alguna parte sólida del vegetal que haya quedado después de ser triturado, ya que esto puede alterar la homogeneidad del color y los extractos que se

queden impregnados en la tira, lo que dificultaría la labor de analizar bien los cambios de color que se producen en él.

3.2.4 Preparación de la tiras de papel de filtro:

Una vez tenemos las disoluciones cuyo PH conocemos, y varia de uno a trece, y los extractos de los vegetales, el paso siguiente, consistió en buscar una forma de poder analizar las diferentes tonalidades que podrían darse al mezclarse estos.

La solución que se encontró (el alumno) fue utilizar papel de filtro, donde se quedarían impregnados los diferentes extractos. La idea consistió en recortar el papel de filtro en tiras, y dividir cada tira en trece partes. Cada tira se empapó con extracto de un vegetal distinto , de manera que en cada tira, se quedó impregnado extracto de un vegetal distinto. En cada parte de las tiras se va a derramar una pequeña cantidad de cada disolución de PH conocido, con la intención de obtener así una sucesión de las tonalidades que adquirirá el extracto del vegetal analizado al entrar en contacto con dichas disoluciones.

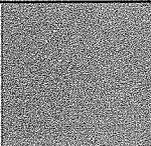
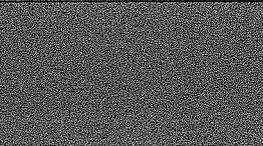
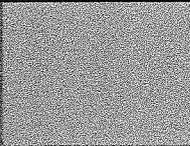
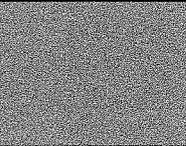
3.3 Análisis de resultados

A continuación se va a analizar los resultados obtenidos en la realización de este experimento:

-Caso 1: col de lombarda

En primer lugar en este caso hemos comprobado que color del extracto de lombarda es de un color morado o violeta oscuro (coincide con el color que toma el extracto al añadirle una disolución de PH neutro).

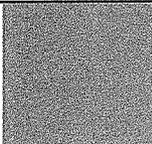
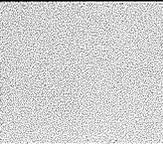
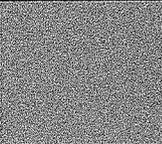
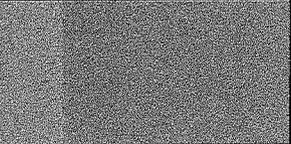
A continuación se encuentra una tabla similar a la obtenida en la realización del experimento, donde se comparan los diferentes colores que ha adquirido el extracto de lombarda al mezclarlos con disoluciones de diferentes PH. Esta tabla ha sido creada por el alumno basándose en los cambios de color que presentan las tiras después del experimento:

caso1					
Color	Rosa	Violeta o morado	Azul	Verde	Amarillo
PH	1-4	4-8	8-11	11-12	12-13
					

-Caso 2: rosa roja

En este caso, hemos podido observar que el color del extracto de rosa roja fue de un tono rosa muy claro.

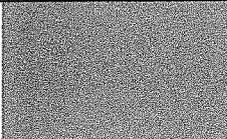
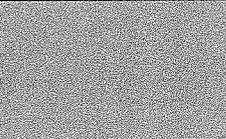
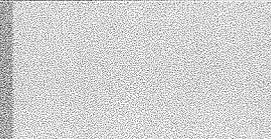
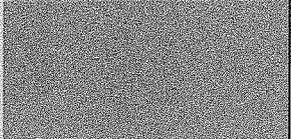
A continuación se muestra una tabla realizada por el alumno donde se pueden observar los cambios de color que se han dado en la tira con extracto de rosa roja en este experimento:

caso1					
Color	Rosa	Rosa muy claro	Amarillo	Verde	Marrón claro
PH	1-3	3-8	8-11	11-12	12-13
					

-Caso 3: clavel rojo

El extracto de clavel rojo que se ha obtenido (neutro) alcanza una rosa claro

A continuación se expone una tabla elaborada por el alumno donde se relaciona los cambios de color de la tira con extracto de clavel impregnado en ella y el PH de la disolución añadida:

caso1				
Color	Rosa	Rosa claro	Amarillo	Verde
PH	1-4	4-8	8-11	11-13
				

Conclusión

A continuación se expondrán las observaciones y conclusiones a las que se ha llegado en la realización de este estudio:

En primer lugar Podemos corroborar la validez de los resultados obtenidos, basándonos en un artículo de la revista "Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias" que aparece en la bibliografía, donde señala a la lombarda y la rosa roja como elementos cuyos pigmentos son denominados antocianinas, que deben variar del rojo (disolución ácida) al azul (disolución básica), pasando entremedias por algunos colores más, normalmente el violeta.

Se ha observado que el extracto de lombarda vira cinco veces. Al entrar en contacto con una disolución cuyo PH tenga un valor de entre uno y cuatro cambia de color al rosa, si el PH de la disolución tiene un valor de entre cuatro y ocho, mantiene su color violeta, que presenta en estado neutro, si el valor es de entre ocho y once, cambia al azul, si es de entre once y doce cambia al verde, y si es de entre doce y trece cambia al amarillo.

Por su parte el extracto de rosa roja presenta cinco puntos de viraje también. Al mezclarse con una disolución cuyo PH tiene un valor de entre uno y dos, toma un color rosa bastante intenso, si el valor de este de entre tres y ocho, mantendrá su color rosa pálido o rosa claro que presenta en estado neutro, si es de entre ocho y once, el color cambiará a amarillo, si es de entre once y doce, lo hará a verde, y si es de entre doce y trece, lo hará a un marrón bastante claro.

En cuanto al extracto de clavel, como se puede observar en el cuadro superior, presenta cuatro puntos de viraje. Al mezclarse con una disolución de PH entre uno y cuatro, cambia a un color rosa más intenso, cuando este pH es de entre cuatro y ocho, permanece del color rosa claro al que está al mezclarse con una disolución neutra, si es de entre ocho y once, cambiará a un amarillo oscuro, y si es de entre once y trece, se volverá verde.

Otros datos observados en la realización de este experimento es que los extractos de estas sustancias son muy volátiles, ya que se perdían con rapidez en las disoluciones con acetona y etanol, especialmente el extracto de clavel rojo.

Cabe señalar también que este experimento se hubiera podido realizar de forma más precisa si se hubiera dispuesto de papel cromatográfico en vez de papel de filtro, donde se hubieran quedado mejor impregnados los extractos y las vibraciones de estos se apreciarían con más claridad o si hubiéramos realizado más disoluciones con más pH distintos, ya que habríamos podido observar con más precisión los cambios de color del extracto en la tira.

En conclusión, después de investigar las características y utilidad de algunos vegetales como indicadores de PH, cabe señalar que es posible utilizar determinados vegetales como indicadores de PH y que en el caso de los que hemos analizado, todos tienen varios puntos

de viraje, por lo que nos permite conocer el PH de una disolución de forma más precisa que algunos indicadores líquidos convencionales como la fenolftaleína o el rojo de metilo, al tener estos solo un punto de viraje.

Bibliografía

- G. González Martín y M.A. Calama Oiero: "Prácticas de química" - Editorial SM
- Varios (1994): "nuevo manual de la Unesco para la enseñanza de las ciencias" - Editorial EDHASA. Barcelona
- Varios (2009): "elaboración de papel indicador a base de extractos naturales: una alternativa fundamentada en experiencias de laboratorio para el aprendizaje del concepto de pH"- Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias