



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

Propuesta didáctica para el aprendizaje del concepto de pH en estudiantes de básica secundaria

Harol Mauricio Rincón Corredor

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, Colombia

2013

Propuesta didáctica para el aprendizaje del concepto de pH en estudiantes de básica secundaria

Harol Mauricio Rincón Corredor

Tesis o trabajo de investigación presentada(o) como requisito parcial para optar al título de:

Magister en la Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Director (a):

Química, M.Sc Dr. Sc. Liliam A. Palomeque Forero

Línea de Investigación:

Motivación en la Enseñanza de la Química (MEQ)

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, Colombia

2013

A mis padres y hermanos:

“Soy de las que piensan que la ciencia tiene una gran belleza. Un científico en su laboratorio no es sólo un técnico: es también un niño colocado ante fenómenos naturales que le impresionan como un cuento de hadas”

Marie Curie

Agradecimientos

A Dios por darme la fuerza necesaria para enfrentar los momentos difíciles, mostrarme que la vida da muchas oportunidades y poder concluir una etapa más de mi vida académica.

A mi mamá que cada día nos demuestra con el ejemplo de vida y sus ganas de vivir, el amor que tiene por sus hijos.

A mi papá por todas las enseñanzas, su apoyo y el amor que me ha brindado día tras día.

A mis hermanos que son una parte fundamental en mi vida y que han sido un apoyo más para la finalización de este trabajo.

A mi directora de tesis, la profesora Liliam Alexandra Palomeque Forero por todos sus aportes, su paciencia y dedicación los cuales fueron fundamentales para la terminación de este trabajo.

Resumen

Esta investigación presenta una propuesta didáctica basada en el enfoque aprendizaje activo. El objetivo es desarrollar las habilidades de los estudiantes a través de lecciones de química implicado el tema de pH. Para lograr este objetivo, esta investigación se lleva a cabo de la siguiente manera: En primer lugar, se muestra una revisión de los hechos históricos y epistemológicos junto con una investigación sobre el pH. En segundo lugar, se realizan algunas encuestas a los estudiantes para identificar ideas previas. En tercer lugar, se propone una unidad didáctica que consiste en una serie de talleres y actividades de laboratorio que deben aplicarse en el aula. Adicionalmente, los materiales de laboratorio y sustancias químicas reactivas empleadas en los experimentos, son escogidos cuidadosamente para no afectar negativamente al medio ambiente. Finalmente, los estudiantes deben construir nuevos conceptos, mientras realizan una serie de actividades didácticas donde tienen en cuenta las teorías y trabajos experimentales, relacionados con el pH. Esta investigación pretende ser una contribución significativa para los docentes de química y más importante aún para aquellos estudiantes que estén interesados en la investigación científica.

Palabras clave: aprendizaje activo, concepto de pH, ideas previas, unidad didáctica

Abstract

This research presents a didactic proposal based on the active learning approach. The purpose is to develop student's skills through chemistry lessons which involve the concept of pH. In order to accomplish this goal this research is carried out as follows: Firstly, a review of historical and epistemological facts is shown along with an investigation about pH. Secondly, some surveys for students to identify previous ideas are presented. Thirdly, a teaching unit which consists of a set of workshops and lab activities to be applied in the classroom are proposed. Additionally, Lab materials and reactive chemical substances are chosen carefully so as to conduct the experiments without negatively affecting the environment. Eventually, students are to construct new concepts while doing a set of didactic activities taking into account theories and experimental work related to pH. This research hopes to be a significant contribution to chemistry teachers and more importantly to those students who are interested in the scientific research.

Keywords: active learning, PH concept, previous ideas, teaching unit

Contenido

	Pág.
Resumen	IX
Abstract	X
Lista de figuras	XIII
Lista de tablas	XIV
Introducción	1
1. Generalidades	3
1.1 Delimitación	3
1.2 Identificación del problema	3
1.3 Justificación del estudio	4
1.4 Lineamientos del Ministerio de Educación Nacional	4
1.5 Objetivos.....	7
1.5.1 Objetivo general	7
1.5.2 Objetivos específicos	7
1.6 Hipótesis.....	7
2. Revisión aspectos teóricos del concepto de pH	9
2.1 Historia y Origen de algunos términos	9
2.2 Revisión de los Aspectos Epistemológicos del Desarrollo del concepto de pH.....	13
2.3 Desarrollo histórico de los indicadores.....	15
3. Revisión de aspectos teóricos	17
3.1 Ácidos y Bases	17
3.1.1 Propiedades generales de los ácidos y las bases	17
3.2 Concepto de ácido y base	20
3.2.1 Teoría de Arrhenius	21
3.2.2 Teoría de Brønsted- Lowry	21
3.2.3 Teoría de Lewis.....	23
3.3 Equilibrio químico	24
3.3.1 Concepto de equilibrio.....	25
3.3.2 Constante de equilibrio.....	27
3.4 Propiedades ácido-base del agua.....	28
3.5 Producto iónico del agua	32
3.6 Escala de pH	34
3.7 Medición de pH.....	36
3.7.1 Indicadores ácido-base	36

3.7.2	Indicadores ácido-base más comunes.....	40
3.7.3	Papel indicador universal.....	40
3.7.4	pH-metro.....	41
3.7.5	Indicadores caseros.....	42
4.	Unidad didáctica.....	47
4.1	Metodología del aprendizaje activo.....	47
4.2	Pasos para facilitar las actividades experimentales.....	49
4.3	Estructura de la unidad didáctica.....	50
4.3.1	Encuesta ideas previas.....	51
4.3.2	Clases magistrales.....	52
4.3.3	Actividades demostrativas.....	52
4.3.4	Actividades experimentales.....	53
4.4	Marco de referencia de las actividades demostrativas y experimentales.....	54
5.	Recomendaciones.....	55
A.	Anexo: Encuesta ideas previas.....	57
B.	Anexo:Ejercicios sobre Concepto de pH.....	62
C.	Anexo: Actividad Demostrativa.....	66
D.	Anexo: Actividades Experimentales.....	76
E.	Anexo: Resultados uso de los indicadores ácido-base de repollo morado y pétalos de rosas rojas.....	95
	Bibliografía.....	104

Lista de figuras

	Pág.
Figura 3-1 Conductividad de las disoluciones de ácidos y bases (Chang 2011)	20
Figura 3-2. Interpretación del valor de la constante de equilibrio. Gráficos tomados y adaptados (Timberlake, 2008).....	28
Figura 3-3 Disociación del agua	29
Figura 3-4 Relación de las concentraciones H ⁺ y OH ⁻ en una disolución. Tomadas y adaptado (Timberlake, 2008).....	34
Figura 3-5 Escala de pH y su relación con diferentes sustancias	35
Figura 3-6 Forma ácida y básica de la fenolftaleína	38
Figura 3-7 Indicador de pH en soluciones ácidas, neutras y alcalinas	40
Figura 3-8 Comportamiento de los ácidos y bases en papel indicador (Rincón, 2013) ...	41
Figura 3-9 Estructura básica de un electrodo de vidrio. Tomada de McMurry (2004)	43
Figura 3-10 pH-metro (Rincón, 2013).	43
Figura 3-11 Estructura básica de las antocianinas (Rincón, H., 2013).....	44
Figura 3-12 Estructura y sustituyentes de las antocianinas (Durst y Wrolstad, 2001).	44
Figura 4-1 Mapa del contenido de la unidad didáctica	50

Lista de tablas

	Pág.
Tabla 3-1 El sistema $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ a 25°C (Chang, 2011)	26
Tabla 3-2 Relación entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ y pH a 25°C (Petrucci, 1999)	36
Tabla 3-3 Intervalos de color y pH (Petrucci, 1999).....	40
Tabla 3-4 Indicadores acido-base. Tomada de Petrucci (1999)	41
Tabla 4-1 Papel del docente y el alumno en la metodología del aprendizaje activo. Tomada de (Oliva y Tirapo).....	48

Introducción

La química es una ciencia que durante mucho tiempo fue exclusiva de un grupo de personas que usaban un lenguaje algo incomprensible para los demás, lo que generó después que se buscaran diversas maneras de acercarse a ella y comunicarla mediante un lenguaje claro para todos.

El docente de química juega un papel importante en la divulgación de los diferentes conceptos que se aprenden en una institución educativa, pero a diario en aula se enfrenta a grupos de estudiantes con diversas dificultades, desinterés y apatía hacia las clases de química, las cuales hacen que el proceso de aprendizaje no logre cumplir con los objetivos propuestos. A través de esta propuesta didáctica se busca exponer una estrategia de fácil implementación y que brinden a los docentes una alternativa que permita que estas dificultades que se presentan en el aula, puedan ser abordadas utilizando un lenguaje adecuado y relacionándola con fenómenos que los estudiantes viven a diario. Esta propuesta pedagógica se divide en unos momentos que en cierta manera podrán ser adaptados de acuerdo a las necesidades de cada institución educativa. Como primer momento se pretende recoger, a través unas encuestas individuales y grupales, las ideas previas que tienen los estudiantes antes de abordar los conceptos a trabajar; en un segundo momento se proponen actividades donde se aplicarán los conceptos vistos en las clases magistrales; en un tercer momento se desarrollarán unas actividades demostrativas que buscan poner en contexto al grupo de estudiantes en el cual se aplicará la propuesta, mostrando cómo se desarrolla una actividad utilizando la metodología del aprendizaje activo, y un último momento, en donde a través de una serie de actividades experimentales, se busca generar interés y un espíritu reflexivo y propositivo en los estudiantes, facilitando la enseñanza y el aprendizaje del concepto de pH; como parte final de esta propuesta se presenta un conjunto de resultados que se obtuvieron tanto en la aplicación como al momento de

estructurar las actividades; con la aplicación de cada uno de estos momentos el estudiante desarrolla competencias científicas y ciudadanas. La parte experimental de esta propuesta también busca que los materiales y reactivos utilizados sean de fácil consecución, ya que todas las instituciones educativas no cuentan con recursos y materiales necesarios; sobre todo, estas prácticas buscan generar el menor impacto posible en el medio ambiente ya que las sustancias utilizadas no causan demasiada de contaminación.

1.Generalidades

1.1 Delimitación

La siguiente es una propuesta que será aplicable con estudiantes de grado 11 del Colegio Brasilia I.E.D de la localidad 7 de Bogotá; los alumnos que se encuentran en edades entre los 15 y 17 años de edad, y son de estratos socioeconómicos 1 y 2.

1.2 Identificación del problema

Cuando el docente desarrolla algunas temáticas de química se presentan diversas dificultades que no permiten que los conceptos vistos en clase sean apropiados de una forma adecuada por parte de los estudiantes. Lo anterior se debe, principalmente, a vacíos conceptuales, que se acumulan durante las clases de química, y a la forma en que el maestro expone y propone el desarrollo de la temática. Todo esto impide el desarrollo de capacidades y habilidades en los estudiantes y se refleja en la incapacidad de relacionar los conceptos vistos en el aula con situaciones cotidianas para la resolución de problemas.

Los conceptos sobre acidez, basicidad y pH se muestran de una forma lineal que hace que la disposición, la actitud y el desinterés de los estudiantes perturbe el proceso de aprendizaje y no se alcancen los resultados que se desean. Debido a esto, se ve la necesidad de diseñar una propuesta que permita trabajar de una forma en la cual se despierte el espíritu científico, creativo y propositivo de los educandos para mejorar los resultados en la apropiación de estos conceptos.

1.3 Justificación del estudio

Es muy difícil, desde el aula, orientar a los estudiantes de grado 11 del colegio Brasilia-Bosa, para que se interesen en el campo de las ciencias, en especial, en el área de la química. Es necesario proponer estrategias o metodologías que brinden herramientas para motivar a los alumnos y generar en ellos interrogantes y cuestionamientos sobre todo lo que los rodea, despertando la necesidad de aprender; esto permitirá que se apropien de una manera más asertiva de una serie de conceptos y que den interpretaciones adecuadas a fenómenos que se presentan a diario. En química, cuando se aborda el concepto equilibrio ácido-base, tanto para el docente como los estudiantes, surgen dificultades conceptuales y metodológicas.

Según Bonwell & Eison (1991), la propuesta novedosa se debe diseñar de modo “que compenetre a los estudiantes a realizar cosas y a pensar en esas cosas que realizan”; se deben usar experiencias fáciles y accesibles (utilizando sustancias que se pueden encontrar fácilmente en el hogar, supermercado o una droguería) y se deben relacionar los conceptos de la química con situaciones cotidianas que permitan hacerlos más tangibles y desarrollar competencias en los estudiantes. Todo ello resulta de gran ayuda para los alumnos a la hora de adquirir los suficientes conocimientos básicos, eliminar algunos errores adquiridos y abordar con éxito los conceptos de acidez, basicidad y pH. (Jiménez-Liso et al., 2000)

1.4 Lineamientos del Ministerio de Educación Nacional

El Ministerio de Educación busca fomentar el estudio y apropiación de algunos conceptos, que se sustentan en los lineamientos curriculares. Se busca propiciar la creatividad, el trabajo en grupos de estudio, y lograr el incremento de la autonomía, la investigación, la innovación y la mejor formación de los colombianos.

Desde los referentes filosóficos y epistemológicos, se inicia con reflexiones en torno al concepto de “mundo de la vida”, utilizado por el filósofo Edmund Husserl (1936). Lo primero que se tiene en cuenta es que cualquier cosa que se afirme dentro del contexto de una teoría científica se refiere, directa o indirectamente, al mundo de la vida en cuyo centro está la persona humana. La segunda y tal vez la más importante premisa para el educador, es que el conocimiento que trae el educando a la escuela no es otro que el de su propia perspectiva del mundo; su perspectiva desde su experiencia infantil hecha posible en su cerebro en proceso de maduración y desde las formas de interpretar esta experiencia que su cultura le ha legado. Y es que el niño que llega a las escuelas, al igual que el científico y cualquier otra persona, vive en un mundo subjetivo y partiendo de él debe construir, con el apoyo y orientación de los maestros, el conocimiento científico que solo tiene sentido dentro de este mundo y para el hombre que vive en él (Lineamientos Curriculares Ministerio de Educación Nacional, Colombia 1998).

Partimos del mundo de la vida y es importante no olvidarlo, volvemos a él desde las teorías científicas. Olvidar ese entorno es eliminar el sentido que tiene el conocimiento científico. Olvidamos que los conceptos y axiomas son descripciones de nuestra experiencia cotidiana del espacio físico que nos rodea, en el que nos encontramos las personas y los objetos con los que interactuamos. Esto es evidente en nuestros estudiantes cuando vemos que han aprendido los efectos nocivos que pueden tener ciertos compuestos químicos en la salud, pero no toman precauciones cuando consumen frutas o legumbres que han sido fumigadas con estos compuestos; o cuando han aprendido el ciclo del agua pero siguen recolectando musgos en el mes de diciembre para adornar el pesebre navideño (Lineamientos Curriculares Ministerio de Educación Nacional, Colombia 1998).

Partiendo de la importancia de las experiencias sobre el mundo que nos rodea en la consecución de algunos conceptos en química, es esencial que el docente, al inicio de un proceso de enseñanza, tome como punto de partida situaciones en las cuales el estudiante se sienta identificado, ya que si se aíslan, los conceptos de las ciencias son tomados como verdades absolutas que se aplican sin contextualizaciones. (Lineamientos Curriculares Ministerio de Educación Nacional, Colombia 1998).

Se trata además, de resaltar el carácter de construcción humana de la ciencia con la intención de mostrar que al reconocerla así, se tiene que aceptar la necesidad de

concebir de una forma diferente la enseñanza de las ciencias; no se trata de transmitir verdades inmutables, sino de mostrar al estudiante la posibilidad de entender que existen diversas perspectivas ver el mundo. Enseñar ciencias es darle al estudiante la oportunidad de establecer un dialogo racional entre su propia perspectiva y las demás, con el fin de entender de mejor manera el mundo en que vive. En este sentido el niño es cualitativamente diferente al científico quien cuenta con un cerebro plenamente formado y con una historia intelectual que le ha permitido situarse en diversas perspectivas para llegar a una síntesis que él sabe que no es definitiva. Este aspecto debe ser tenido en cuenta cuando el maestro diseña su plan de actividades para alcanzar un objetivo predeterminado (Lineamientos Curriculares Ministerio de Educación Nacional, Colombia 1998).

El maestro que se preocupa por profundizar en el aprendizaje y el desarrollo humanos, intenta buscar una respuesta a la necesidad de saber quién es ese estudiante que llega a nuestras escuelas, y cuál es su perspectiva del mundo de la vida.

El mundo, tal y como lo concebimos, es el producto de largos procesos educativos que han sido reconstruidos en la mente del ser humano gracias a su imaginación combinada con la experimentación y la observación; la imaginación crea nuevas teorías que modelan los procesos; la experimentación y la observación buscan el sustento empírico que ellas necesitan para ser incorporadas al conocimiento científico. El estudiante normalmente cree que la realidad es como se dice en los libros que es; pocas veces es consciente de que lo que estudia en los libros son diversos modelos que algún día pueden ser superados por otros y mucho menos es consciente de que esos modelos son construcciones sociales (culturales) en las que algún día puede participar.

Según los Lineamientos Curriculares (Ministerio de Educación Nacional, 1998) “Una sugerencia metodológica importante es permitir que los estudiantes actúen según este impulso natural y darles el tiempo necesario para que ofrezcan sus propios modelos o metáforas para dar cuenta de una cierta realidad. Los estudiantes, si se les da la oportunidad, ofrecen fácilmente modelos bastante interesantes. Además entienden la estructura del conocimiento científico y la forma como se construye y no se limitan a memorizar algunos resultados logrados en un determinado momento de la historia de la ciencia”.

1.5 Objetivos

1.5.1 Objetivo general

Proponer una estrategia de aula para esclarecer los conceptos relacionados con pH y mostrar su aplicación en la cotidianidad.

1.5.2 Objetivos específicos

- ✓ Realizar una revisión conceptual y epistemológica sobre acidez, basicidad y pH.
- ✓ Revisar estrategias implementadas para la enseñanza del concepto de pH.
- ✓ Proponer experiencias que faciliten la apropiación del concepto de acidez, basicidad, y pH que permitan despertar el interés y la creatividad en los estudiantes.

1.6 Hipótesis

La implementación de experiencias que relacionan situaciones cotidianas con los conceptos de acidez, basicidad y pH, permite desarrollar en los estudiantes competencias que mejoran el aprendizaje en el aula de clase.

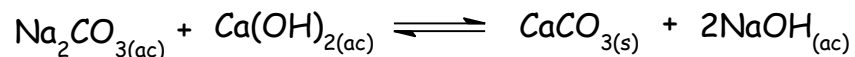
2.Revisión aspectos teóricos del concepto de pH

2.1 Historia y Origen de algunos términos

Los diferentes conceptos que actualmente se trabajan y enseñan en el aula de clase en química, vienen precedidos de una larga historia que explica como desde hace muchos años empezaron a ser estructuradas experiencias que fueron realizadas por científicos quienes, en conjunto, determinan los cimientos y la fortaleza de estos hasta la actualidad.

De acuerdo con Pereira (2000), el comportamiento ácido-base fue reconocido hace mucho tiempo; desde que esto ocurre, los químicos han tratado de elaborar teorías que explican este comportamiento, y definir lo que es un ácido, una base y cómo reaccionan. Los términos usados en el aula de clase hoy, tienen sus orígenes en la antigüedad; por ejemplo la palabra “ácido” procede del latín “acidus” que significa agrio; la palabra “álcali” de origen árabe, significa “cenizas de plantas”; “base” es un término más reciente, introducido por el francés Duhamel du Moceau en 1736, siendo después adoptado y popularizado por G. F. Rouelle en 1754.

Plinio, mayor naturalista romano, mencionó en sus escritos, la “caustificación” del hidróxido de sodio que es la reacción entre el carbonato de sodio y cal en disolución acuosa, así:



Hacia el siglo XVII, ya se conocía la reacción:



La cual permitió al químico y farmacólogo alemán Glauber, preparar varios compuestos, como la sal de Glauber. Como ya se mencionó, Rouelle utilizó el término base y por lo tanto ahora se tiene:



Hacia 1699, W. Homberg realizó los primeros intentos de medir las cantidades relativas de ácidos y bases, pero solo en 1929, C. Geoffroy realizó la primera titulación “Soda, Na_2CO_3 con varios tipos de vinagre” (Pereira, 2000).

Antoine Lavoisier en 1789 afirmó que “el oxígeno es un principio de acidez”, en otras palabras, decía que todo ácido debía tener oxígeno. En esa época Claude Berthollet (1787) y Humphry Dany (1810) descubrieron que varios ácidos no presentaban oxígeno en su composición: HCN, H_2S , HCl, etc. Se conocieron dos afirmaciones importantes en el siglo XIX: la primera propuesta por Andrew Ure en 1823: “no hay principio de acidez (elemento), ni criterio absoluto de la escala de la fuerza entre los diferentes ácidos. La acidez y alcalinidad dependen más de la forma como los componentes están combinados, que de la naturaleza de los componentes entre sí”; y la segunda “los ácidos son compuestos de hidrógeno en los cuales el hidrógeno puede ser sustituido por los metales” (Justus Liebig en 1838 (Pereira, 2000).

En 1887, Arrhenius, con su teoría de la disociación electrolítica, estableció que un ácido es una sustancia que en disolución acuosa, produce iones hidrógeno y, de forma análoga las bases ceden iones hidroxilo (Szabadváry, 1964).

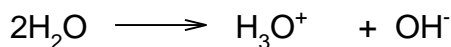
De acuerdo con Pereira (2000), El avance en las ideas sobre los ácidos y las bases permitió que los químicos explicaran el mayor número posible de hechos donde estas dos sustancias estaban presentes, esto fue posible con el desarrollo de la “teoría ácido-base”.

Según Pereira (2000), la primera teoría que debe ser considerada es la teoría de Arrhenius (1887) que surgió como parte de la teoría de disociación electrolítica, pero esta teoría mostró incapacidad a medida que se acumulaban nuevos resultados. De la crítica de la teoría de Arrhenius surgieron nuevas teorías:

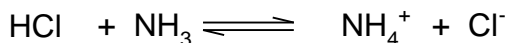
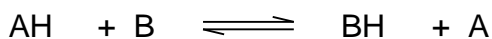
- Teoría de los sistemas de solventes, esta fue desarrollada en 1905 por E.C Franklin, especialmente para el amoníaco líquido, esta teoría considera que todo solvente sufre una autoionización, generando un catión (ácido) y una base (anión), así:



El ácido es todo lo que hace aumentar la concentración del catión característico del solvente y la base es lo que aumenta la concentración del anión característico:

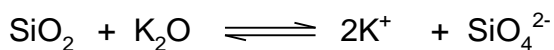
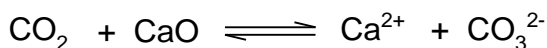


- Teoría protónica, fue propuesta en 1923, independientemente, por T. Lowry, G. Lewis y J. Brønsted, según esta teoría, el ácido es un donador de protones y una base es un receptor de protones. La reacción de neutralización sería una reacción de transferencia de protones entre un ácido y una base, así:



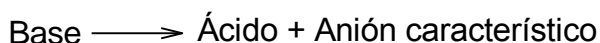
Esta teoría permitió el desarrollo del estudio en sistemas con ácidos fuertes, sistemas sólidos, o desarrollo de indicadores para estos medios.

- Teoría de Lux, propuesta por H. Lux en 1939, en su forma similar a la teoría de protones, considerando el anión (O^{2-}) una entidad transferida, en lugar del protón, según Lux, el ácido es un receptor de O^{2-} y la base un donador. Una reacción entre un óxido ácido (CO_2) y un óxido básico (CaO), sería una reacción de neutralización:



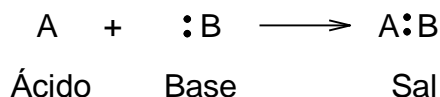
Esta teoría ha demostrado ser bastante útil para el tratamiento de las reacciones que implican líquidos iónicos (sales fundidas y óxidos), estas reacciones que se producen en la metalurgia, fabricación de vidrio y cerámica.

- Teoría Ionotrópica, propuesta por Lindqvist y Gutmann en 1954, las reacciones ácido-base se pueden formular como:

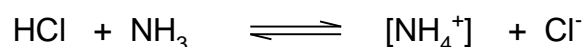
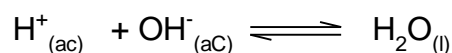
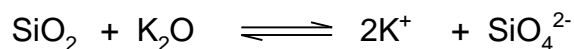
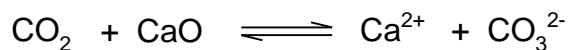


Algunos ejemplo típicos de cationes son H^+ (Brönsted), NH_4^+ (en $\text{NH}_3(l)$), SO_2^{2+} (en SO_2 líquido), algunos aniones característicos son OH^- (en agua), O^{2-} (Lux), SO_3^{2-} (en SO_2 líquido).

- Teoría electrónica, como consecuencia de su teoría del par de electrones para explicar los enlaces químicos, G.N. Lewis, propone una teoría ácido-base en 1923, considerando que un ácido (A), es toda especie química capaz de recibir un par electrónico y una base (B), aquella capaz de donar un par electrónico (representado por \bullet) de una manera general:



El compuesto $\text{A}\bullet\text{B}$ recibe varios nombres, de acuerdo a la circunstancia: sal, complejo ácido-base, complejo donador-aceptor. Algunos ejemplos de reacciones de neutralización son:



- Teoría de Usanovich, propuesta en 1930 por el químico M. Usanovich, definió un ácido como una especie que reacciona con una base para formar sales, donando cationes o aceptando aniones o electrones y la base como una especie que

reacciona con ácidos para formar sales donando aniones o electrones, o combinándose con cationes.

2.2 Revisión de los Aspectos Epistemológicos del Desarrollo del concepto de pH

Un concepto tan importante en química como el de pH, fue desarrollado desde el siglo XVII cuando para la química existían algunos conceptos que ya estaban definidos pero para otros como ácidos y bases no se lograba dar definiciones claras que permitieran entenderlos. En 1767, William Lewis usó por primera vez extractos vegetales para la determinación del punto final de titulaciones de neutralización, pero fue Robert Boyle uno de los primeros científicos que dió una definición clara sobre este tipo de sustancias. Boyle realizó trabajos con extractos vegetales y determinó que estos cambian su color en presencia de ácidos. Según Szabadváry (1964), fue Robert Boyle a partir de los trabajos realizados con jugos vegetales quien marcó el comienzo del uso de los indicadores.

Fontana, F., J, Meyer, J., C. y Bergman, T. realizaron trabajos cuyos resultados coincidieron con lo encontrado por Boyle. Usaron jugo de violeta y tintura de tornasol y vieron que este último, en presencia de un ácido, sufre un cambio en su coloración mientras que el jarabe de violeta no sufre ningún cambio, esta fue una idea notable, ya que no está lejos de ser el principio moderno de la medida colorimétrica del pH.

Bergman también realizó trabajos con jugos de plantas azules analizando su comportamiento y comparó la fuerza relativa de los ácidos; llegó a distinguir ácidos fuertes de ácidos débiles; por ejemplo el ácido nítrico tornaba rojo un extracto mientras que el vinagre no. Este aporte se considera como el punto de inicio de técnicas que permitieron determinar el pH, mediante el método de colorimetría (Szabadváry, 1964).

En 1835, Marquat realizó un estudio de las diversas especies y propuso el término “antocianinas” (del griego Anthos= flores, Kianos= azul) para referirse a los pigmentos azules que se encuentran en las flores.

Michael Faraday (1833), introdujo el concepto de ión, gracias a los estudios de la electrólisis, y que llevaron a las leyes que llevan su nombre. En 1853, Hittorf encontró que el movimiento de los iones sometidos a la acción de una corriente, varía de una especie a otra y realizó mediciones de los cambios en la concentración calculando el número de iones que se transportaban (Szabadváry, 1964).

Szabadváry (1964), señalaba que Arrhenius indicó que la ley de acción de masas se puede aplicar a las reacciones iónicas; esta idea se aplicó con los trabajos realizados por W. Ostwald quien la usó para explicar la disociación electrolítica de ácidos y bases; otro aporte realizado por Ostwald, fue el cálculo del valor de las constantes de disociación de ácidos y bases.

La constante de disociación del agua puede ser determinada de una forma mediante la aplicación de la ley de acción de masas. Ostwald empleó una celda de concentración, mientras que Wijs, que llegó a sus resultados a través de observaciones de la saponificación del acetato de metilo. La medición de mayor precisión la realizaron Kohlrausch y Heydweiller, que utilizaron métodos de conductancia. Todas estas mediciones dieron valores cercanos a 1×10^{-14} a 25 °C (Szabadváry, 1964).

Ostwald ofreció una explicación teórica de la acción de los indicadores y de las diferencias que presentan estos con respecto a su comportamiento; postuló que los indicadores son ácidos débiles (fenolftaleína) o bases débiles (naranja de metilo) que se someten a la disociación iónica. El ión resultante se supone que tiene un color diferente al de la molécula de origen no disociada (Szabadváry, 1964).

Posteriormente Le Blanc utilizó métodos más precisos e incluyó la utilización de electrodos en 1893; Le Blanc usó un electrodo de platino, pero solo fue dos años después cuando Tower, utilizó una disolución de cloruro de potasio la cual hace que el potencial de difusión desaparezca, este se considera como el primer método para medir la concentración de iones hidrógeno (Szabadváry, 1964).

Friedenthal en 1904, usó el cambio de color de los indicadores para la medición precisa de la concentración de iones hidrógeno, y realizó un trabajo en el que determinó el color de catorce indicadores en diversas disoluciones de concentración de iones de hidrógeno.

Según Szabadváry (1964), se establece que la reacción de una disolución se caracteriza por la concentración de iones hidrogeno; una reacción alcalina puede expresarse en términos de la concentración de iones hidrógeno ya que siempre es igual a $1 \times 10^{-14}/C_{H^+}$. Con esto Friedenthal, introdujo la escala de pH. En 1904 Salessky publicó un estudio similar. Salm, uno de los estudiantes de H. Friedenthal, investigó el cambio de color de 45 indicadores y propuso un método para la determinación colorimétrica de la concentración de iones hidrógeno. Hacia el año 1909, el bioquímico danés Sørensen, amplió los estudios anteriores y sugirió que en lugar de las concentraciones de iones hidrógeno, se usaran sus logaritmos negativos; los llamó exponentes de iones hidrógeno y sugirió que se representaran por el símbolo pH (p=potencia); posteriormente se eliminó el término de "exponentes de iones de hidrógeno". Poco a poco y a través de los diferentes estudios y trabajos realizados, los químicos aceptaron el concepto que se propone, hacia el año de 1914 se publicó, un libro sobre el concepto de pH, bajo el título de "Die Wasserstoffionenkonzentration", su autor fue Leonor Michaelis.

Los métodos utilizados para determinar el pH fueron básicamente colorimétricos y electrométricos; como lo muestra la historia. Las determinaciones donde se aprovecharon los diversos colores que presentan los indicadores dependiendo el medio en el que se encuentren, se llevaron a cabo de acuerdo las recomendaciones propuestas por Sørensen, quien además sugería la utilización de soluciones tampón.

Científicos como W. M. Clark y H. A. Lubs en 1915, sugirieron otro tipo de indicadores (sulfoftaleinas) y nuevas soluciones amortiguadoras. Gillespie, Michaelis y Gyemont establecieron nuevos métodos colorimétricos para determinar el pH, pero estos no son viables sin el uso de soluciones tampón (Szabadváry, 1964).

2.3 Desarrollo histórico de los indicadores

Existen diversas técnicas que desde hace muchos siglos, los químicos a partir de vivencias o procesos cotidianos, han realizado a diario; estas han sido el punto partida para la construcción de diversos conceptos. Una de las más comunes es la de sumergir

un trozo de papel indicador en una disolución y a partir de este, poder determinar el carácter de la misma y las propiedades que puede tener.

Szabadváry (1964), señalaba que los indicadores tienen su origen en el uso que le dieron diferentes científicos a los extractos que se obtenían de diferentes plantas naturales, su precursor fue Robert Boyle, quien empleó extractos como indicadores, tanto en disolución, como papel impregnado con extractos naturales (papel indicador).

Boyle, a partir de su experiencia, reportó una serie de datos sobre los usos de jugos de las plantas como indicadores en su libro "Experiments upon colors" (1663). La propiedad que tenían los jugos vegetales de actuar como indicadores era conocida en el siglo XVI; se observó que estos tomaban un color característico de acuerdo con la acción con determinadas sustancias (Szabadváry, 1964).

Este comportamiento característico no era tan relevante para la época debido a que en este momento de la historia los conceptos como ácido y base no estaban definidos, esta aclaración y división de las diferentes sustancias con las que interactuaban los químicos se fue dando a través del siglo XVII.

Boyle empleó diversos jugos de plantas como violetas, rosas, acianos, entre otras, y describió la acción del papel indicador así:

"Se toma un buen jarabe de violetas, impregnado con la tintura de las flores deje caer un poco de él en un papel blanco (lo que significa que el cambio de color será más visible, el experimento se puede realizar en pequeñas cantidades) y sobre este jarabe deje caer dos o tres gotas de espíritu, o bien de sal o vinagre o cualquier líquido ácido y la mezcla de éste con el jarabe causara de inmediato que cambie a color rojo" (Szabadváry, 1964).

Diversos autores reportaron los resultados que obtuvieron al utilizar indicadores, un punto en común en estos trabajos, es la capacidad que tiene estos de caracterizarse por medio de un color, lo que los hace muy útiles a la hora de su utilización.

3.Revisión de aspectos teóricos

3.1 Ácidos y Bases

Los ácidos y bases son sustancias que representan gran importancia en campos como la industria farmacéutica, alimentaria, biotecnológica, entre otros. Muchos procesos están condicionados por un pH específico y alguna variación, causaría su alteración. Todas las sustancias presentan un valor de pH específico y de acuerdo con esto se deriva su utilidad.

3.1.1 Propiedades generales de los ácidos y las bases

“Los ácidos y las bases son importantes en numerosos procesos químicos que se llevan a cabo a nuestro alrededor, desde procesos industriales hasta biológicos, desde reacciones en el laboratorio hasta las de nuestro ambiente. El tiempo necesario para que un objeto inmerso en el agua se corra, la capacidad de un ambiente acuático para la supervivencia de peces y vida vegetal, el destino de los contaminantes arrastrados del aire por la lluvia, e incluso la velocidad de las reacciones que conservan nuestra vida en grado crítico dependen de la acidez o basicidad de las disoluciones” (Brown, 2004).

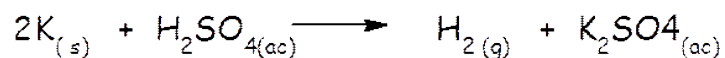
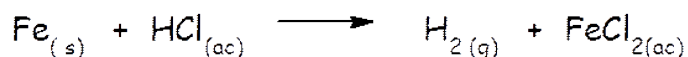
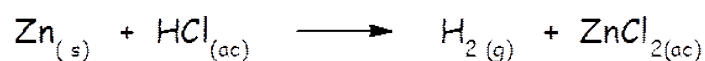
En la naturaleza encontramos muchas sustancias. Algunas de ellas juegan un papel importante en los seres vivos, por ejemplo el ácido carbónico es fundamental en mantener constante el pH de la sangre; el ácido láctico y el ácido butanoico (presentes en la leche y mantequilla) se forman por acción bacteriana.

La mayoría de autores coinciden en definir un ácido como una sustancia que se ioniza en agua liberando iones H^+ y las bases como sustancias que se ionizan en agua liberando iones OH^- .

Todas las sustancias presentan un conjunto de características que permiten diferenciarlas unas de otras y clasificarlas tanto los ácidos como las bases, algunas pruebas experimentales permiten encontrar estas diferencias.

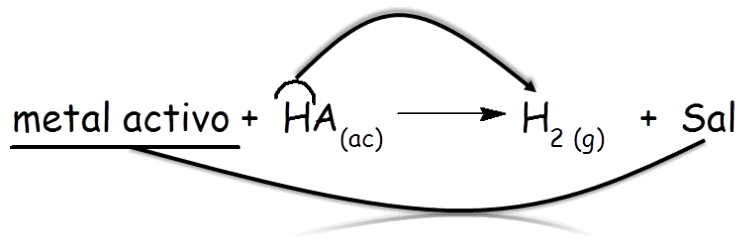
Una propiedad característica de los ácidos es su sabor acre (agrio). El vinagre se utiliza para conservar muchos alimentos como hortalizas y pescados, muchos encurtidos tiene gran cantidad de azúcar, a fin de enmascarar el sabor del ácido acético mediante el sabor dulce del azúcar; los limones contienen ácido cítrico, por ellos su sabor ácido es característico (Whitten, 2008).

Otra propiedad que presentan los ácidos es la reactividad con otros elementos, si adicionamos ácido muriático a un clavo de acero, al aluminio, al cinc o al plomo, se observará que en cada caso estos metales son atacados por dicho ácido produciéndose un burbujeo, lo cual implica el desprendimiento del gas hidrógeno. De lo expuesto, se concluye que los ácidos reaccionan con los metales activos (como el Na, K, Ca, Al, Fe, Ni, Zn, Pb, etc.) y desprenden hidrógeno gaseoso. Esta es la razón por la cual los ácidos no se almacenan en recipientes que contengan metales activos, algunos ejemplos de estas reacciones son:

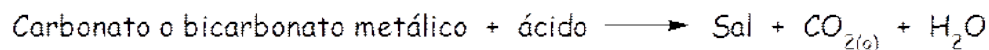


En general, los metales activos desplazan el hidrógeno de los ácidos, según la siguiente reacción de desplazamiento simple:

Reacción general de los ácidos con los metales.

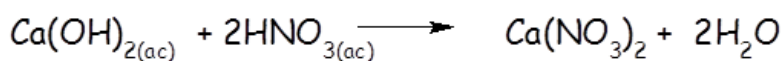
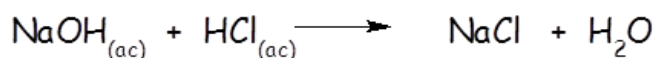
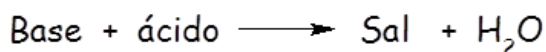


Los ácidos descomponen a los carbonatos y bicarbonatos metálicos, liberando CO_2 gaseoso, de acuerdo a esto se establece una reacción general:



Los ácidos neutralizan a las bases formando como productos una sal y agua; Esta propiedad de los ácidos es muy importante en el laboratorio, ya que podemos estimar la concentración de las bases por medio de la titulación o neutralización con un ácido.

Reacción de los ácidos con las bases.



Así como los ácidos, las bases presentan propiedades generales que permiten diferenciarlas, su sabor amargo es una propiedad característica; son resbalosas al tacto como el jabón. Una disolución de blanqueador casero se siente muy resbalosa porque es fuertemente básica; neutralizan a los ácidos, razón por la cual se les considera antiácidos (Whitten, 2008).

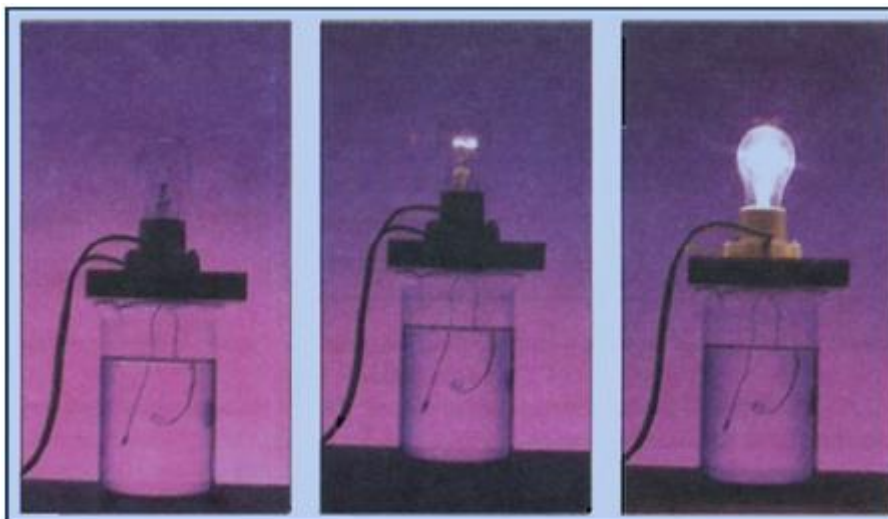
Pero no todas las propiedades permiten diferenciar estas sustancias, una propiedad que tienen en común, es que tanto los ácidos como las bases en disoluciones acuosas,

conducen la electricidad (véase figura 3-1) debido a que ambas sustancias al disolverse en agua liberan iones; a este tipo de sustancias Arrhenius las denominó electrolitos (Whitten, 2008).

3.2 Concepto de ácido y base

Desde hace mucho tiempo el comportamiento acido-base ha sido reconocido. Desde que esto ocurre, los químicos han elaborado teorías que intentan explicar este comportamiento, estas teorías tratan de definir lo que es un ácido y una base y cómo reaccionan, lo interesante es que en la actualidad, según algunas teorías, es que la mayoría de las sustancias conocidas presentan este comportamiento (Chagas, 2000).

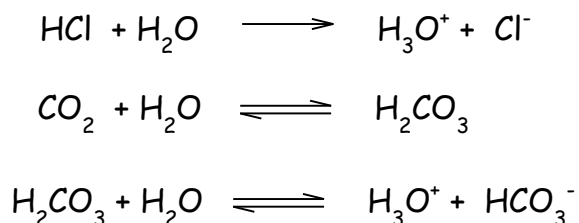
Figura 3-1 Conductividad de las disoluciones de ácidos y bases (Chang 2011)



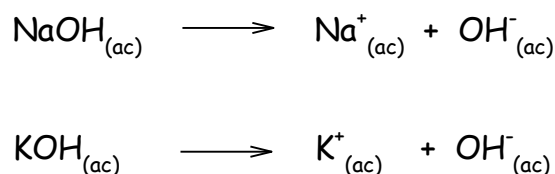
3.2.1 Teoría de Arrhenius

Según (Brown, 2004), en 1889 Svante Arrhenius presentó su teoría de la disociación electrolítica la cual condujo a la “teoría de Arrhenius de Reacciones de Ácidos y Bases”. Para Arrhenius un ácido es una sustancia que tiene hidrogeno y produce H^+ en disolución acuosa y una base es una sustancia que contiene al grupo OH^- y produce iones hidroxilo (OH^-) en disolución acuosa.

Ácidos según Arrhenius



Bases según Arrhenius



Debido a las limitaciones de la teoría de Arrhenius, donde esta sólo contemplaba disoluciones acuosas, se hizo necesario una nueva teoría que permitiera explicar cómo algunas sustancias que actuaban como bases, carecían de la presencia en su composición de un grupo OH^- .

3.2.2 Teoría de Brönsted- Lowry

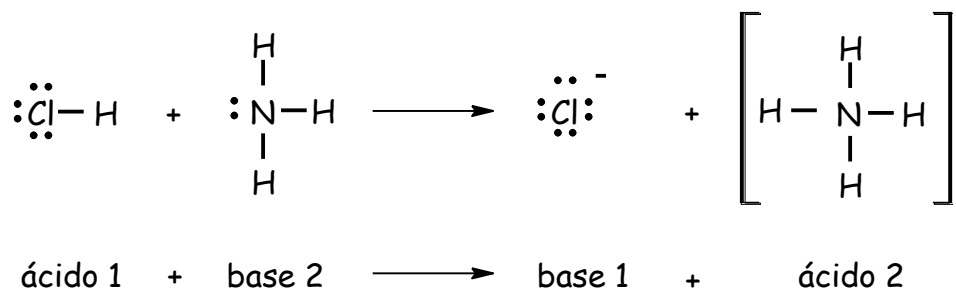
“Fue propuesta en 1923, independientemente, por G. Lewis, (E.U.A), T. Lowry (Inglaterra) y J. Brönsted (Dinamarca) no obstante fue este último uno de los que contribuyo para el desarrollo de la misma” (Chagas, 2000).

“Según la teoría Brönsted – Lowry se define un ácido como un donador de protones (H^+) y una base se define como un receptor de protones. Estas definiciones son suficientemente inclusivas para admitir que toda molécula o ion que contenga hidrógeno

capaz de liberar un protón (H^+) es un ácido; en tanto que toda molécula o ion que pueda aceptar un protón es una base” (Chang, 2011).

De forma más puntual podemos ver este comportamiento según la reacción donde el ácido clorhídrico (HCl) es un ácido que dona un protón a la molécula de amoníaco, y esta a su vez es una base, ya que acepta el protón proveniente de la disociación del ácido clorhídrico.

Teoría Brönsted – Lowry



La molécula de amoníaco puede aceptar un protón debido al par de electrones no compartidos; formando un enlace covalente con un protón.

En la reacción inversa, el ion amonio NH_4^+ es un ácido porque dona un protón al ion cloruro (Cl^-), que es una base porque acepta un protón del NH_4^+ . Estas reacciones se denominan “ácido-base”.

Cuando un compuesto pierde un protón, la especie resultante se llama base conjugada de tal modo que en la reacción ácido-base anterior, el Cl^- es la base conjugada del HCl y el NH_3 es la base conjugada del NH_4^+ . Cuando un compuesto acepta un protón, la especie resultante se llama ácido conjugado, de tal modo el HCl es el ácido conjugado del Cl^- y el NH_4^+ es el ácido conjugado del NH_3 . De acuerdo con esto, se puede establecer que la acidez es la tendencia de un compuesto a donar un protón; y la basicidad es la medida de la afinidad de un compuesto por aceptar un protón” (Yurkanis, 2007).

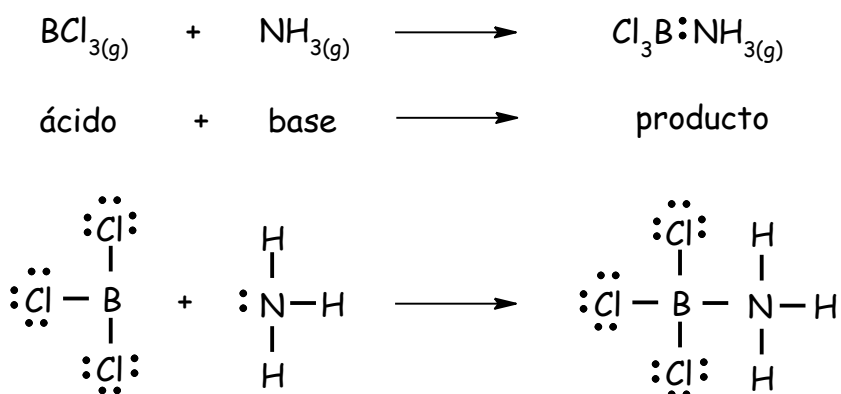
3.2.3 Teoría de Lewis

Según García, (1996) a pesar de la generalización de la teoría de Brönsted-Lowry, que explica el concepto de ácido y base incluso en medios no acuosos, existen casos en los que no es aplicable. Por ejemplo, cuando reacciona el dióxido de carbono con el óxido de bario producen carbonato de bario, aún en ausencia de un disolvente. En cierto modo, el dióxido de carbono neutraliza a la base, que es el óxido de bario, para originar una sal, lo que implica un claro comportamiento, ácido en el dióxido de carbono, sin que por ello tenga lugar transferencia alguna de protones.

La teoría de Lewis clasifica las diferentes sustancias como ácidos y como bases según su comportamiento en reacciones ácido-base efectuadas en disolventes no ionizables, de esta manera se puede llegar a pensar que el carácter ácido o básico de una determinada especie (molécula, ion, o radical) viene condicionada por su propia constitución y es independiente de la naturaleza del disolvente en que dicha sustancia puede encontrarse disuelta. En consecuencia supone que todas las especies químicas que se comportan como ácido tienen en común características estructurales; y otro tanto ocurre para todas las especies químicas que se comportan como bases (Valenzuela, 1994).

De acuerdo a la teoría de Lewis un ácido se define como sustancia capaz de aceptar pares electrónicos y una base como toda especie que puede compartir o donar un par de electrones.

Teoría de Lewis



De acuerdo a lo anterior se establece que para que una especie química se comporte como ácido, es necesario que esta tenga al menos un átomo (que actuará como centro ácido) y que posea (como mínimo) un orbital vacío capaz de albergar un par de electrones. Igualmente, para que una especie química se comporte como base es necesario que tenga al menos un átomo (que actuará como centro básico) y que posea (como mínimo) un orbital completamente lleno con un par de electrones no compartidos. Dicho de otro modo, para que una sustancia se comporte como ácido se requiere que al menos tenga un centro ácido, entendiendo por tal un átomo que tenga:

- Uno o más orbitales de baja energía vacíos
- Carga positiva formal relativamente elevada
- El número de coordinación insatisfecho.

Y para que una sustancia se comporte como base, es necesario que tenga al menos un centro básico constituido por un átomo, y que:

- No tenga todos sus electrones compartidos con otros átomos.
- Los electrones no compartidos estén fuertemente retenidos, de manera que no puedan ser transferidos (y que si puedan ser compartidos por el centro ácido) (Valenzuela, 1994).

De acuerdo con lo expuesto Sánchez (1985), la teoría de Lewis ha permitido un conocimiento más profundo de las analogías y diferencias entre los diversos tipos de reacciones especialmente, una explicación satisfactoria de las reacciones en medios no acuosos que son hoy día un activo campo de investigación analítica.

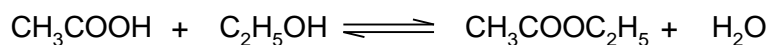
3.3 Equilibrio químico

“Cuando se estudian las reacciones químicas, teóricamente se asume que las reacciones se llevan a cabo completamente; pero si se hace un análisis más detallado de las mismas se presenta que en algunas no se completan sino que se acercan a un punto de equilibrio donde coexisten tanto los reactivos como los productos” (Brown, 2004).

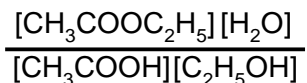
Según Atkins (2008): “Las reacciones químicas tienden a un equilibrio dinámico, en el cual están presentes los reactivos y sus productos pero no se producen cambios netos. En algunos casos la concentración de los productos en la mezcla en equilibrio es mayor que la de los reactivos sin modificación, y a los efectos prácticos la reacción es “completa”. Sin embargo, en muchos casos, la mezcla tiene concentraciones significativas tanto de reactivos como de productos” (Atkins, 2008).

3.3.1 Concepto de equilibrio

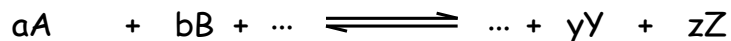
El concepto de equilibrio se originó en los comienzos de la historia de la química. Primero se pensó que había una analogía entre el equilibrio químico y el mecánico, en el cual las fuerzas que actúan sobre un sistema se equilibran entre sí. Sin embargo, en 1851 el químico británico Alexander William Williamson sugirió, al estudiar las esterificaciones, que cuando un sistema químico alcanza el equilibrio, no todas las reacciones cesan. En vez de ello, aun ocurre la reacción hacia la derecha y hacia la izquierda y su velocidad es la misma en ambos sentidos. Pronto se aceptó el concepto de equilibrio dinámico, que constituye el fundamento de los conceptos modernos acerca del equilibrio químico. Como ahora se considera al equilibrio de este modo, las ecuaciones químicas suelen escribirse con flechas en vez de utilizar el signo de igualdad. Una sola flecha, \rightarrow o \leftarrow indica que se estudia la reacción en ese sentido, mientras que la flecha \rightleftharpoons , indica que se estudia tanto el equilibrio químico como las reacciones en los dos sentidos. Las primeras investigaciones cuantitativas acerca del equilibrio químico fueron efectuadas en 1862 por los químicos franceses Pierre Eugène Marcellin Berthelot y Pean de St Gilles, quienes estudiaron el equilibrio en la reacción entre el ácido acético y alcohol etílico:



ellos demostraron de manera empírica que a una temperatura fija, la relación de las concentraciones era:



y siempre es la misma cuando se alcanza el equilibrio. Un número amplio de investigaciones posteriores ha establecido que para cualquier reacción



la relación

$$\frac{\dots [Y]^y [Z]^z}{[A]^a [B]^b \dots}$$

es constante a una temperatura dada, sin tomar en cuenta las desviaciones que puedan surgir por un comportamiento no ideal. Esta relación se conoce como constante de equilibrio y se le asigna el símbolo de k (Laidler, 2005).

En 1864 el matemático noruego Cato Maximilliam Gulberg y el químico Peter Waage obtuvieron una expresión correcta para el equilibrio, el procedimiento de estos investigadores fue escribir las velocidades hacia la derecha y hacia la izquierda como sigue

$$v = k_1[A]^a [B]^b \dots \quad \text{y} \quad v_{-1} = k_{-1}[Y]^y [Z]^z \dots$$

en el equilibrio, cuando no hay cambio neto de concentración, estas velocidades se igualan entonces:

$$\frac{\dots [Y]^y [Z]^z}{[A]^a [B]^b \dots} = \frac{k_1}{k_{-1}} = k$$

3.3.2 Constante de equilibrio

En la siguiente tabla se muestran datos experimentales para el sistema $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ a 25°C .

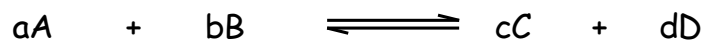
Tabla 3-1 : El sistema $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ a 25°C (Chang, 2011)

Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones de equilibrio (M)		Relación de las concentraciones de equilibrio	
[NO_2]	[N_2O_4]	[NO_2]	[N_2O_4]	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	4.65×10^{-3}
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	4.66×10^{-3}
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	4.60×10^{-3}
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	4.65×10^{-3}
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	4.63×10^{-3}

Las concentraciones de los gases se expresan en molaridad y se pueden calcular a partir del número de moles de gases presentes al inicio, del número de moles en el equilibrio y el volumen del matraz (en litros). Las concentraciones de equilibrio de NO_2 y N_2O_4 varían dependiendo de las concentraciones iniciales. Podemos buscar las relaciones presentes entre NO_2 y N_2O_4 en equilibrio al comparar la proporción de sus concentraciones. La proporción más simple, es decir $[\text{NO}_2]/[\text{N}_2\text{O}_4]$, genera valores dispersos. Pero si examinamos otras posibles relaciones matemáticas, observamos que la proporción $[\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$ en equilibrio genera un valor casi constante que en promedio es de 4.63×10^{-3} , sin importar las concentraciones iniciales presentes (Chang, 2011)

$$k = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

donde k es una constante. Este fenómeno puede ser generalizado con la siguiente reacción al equilibrio:



donde a, b, c, y d son coeficientes estequiométricos de las especies químicas reactivas, A, B, C y D. para la reacción a una temperatura dada:

Constante de equilibrio.

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Donde k es la constante de equilibrio. La ecuación (véase figura 5-9) es la expresión matemática de la ley de acción de masas, propuesta por los químicos noruegos Cato Guldberg y Peter Waage, en 1864. Chang (2011), afirma que esta ley establece que para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante k (la constante de equilibrio).

De acuerdo con el valor de k se puede establecer si una reacción en equilibrio favorece a los productos o reactivos. "Si k es mucho mayor que 1 (es decir, $k \gg 1$), en el equilibrio se desplazara hacia la derecha y favorecerá a los productos; si la constante de equilibrio es mucho menor que 1 (es decir, $k \ll 1$), en el equilibrio se desplazara a la izquierda y favorecerá a los reactivos (véase figura 5-10).

3.4 Propiedades ácido-base del agua

Hasta hoy la ciencia ha aceptado y establecido muchos principios sobre la disociación del agua. Se acepta que las moléculas de agua se disocian (véase figura 3-3), formando iones que reaccionan con otras sustancias para producir nuevo compuestos, según esta visión, cada molécula de agua puede comportarse como ácido o como base (Aceves-Navarro, 2005).

Figura 3-2. Interpretación del valor de la constante de equilibrio. Gráficos tomados y adaptados (Timberlake, 2008)

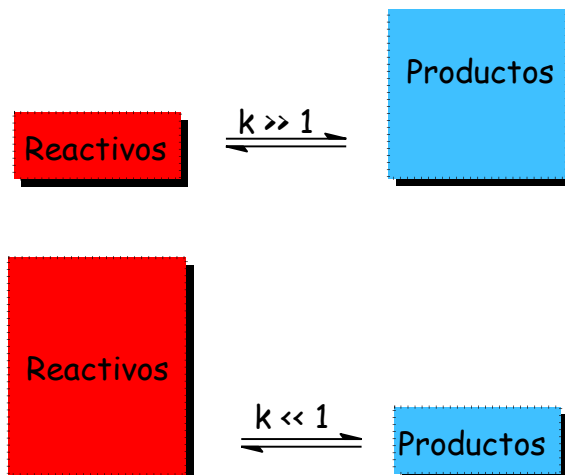
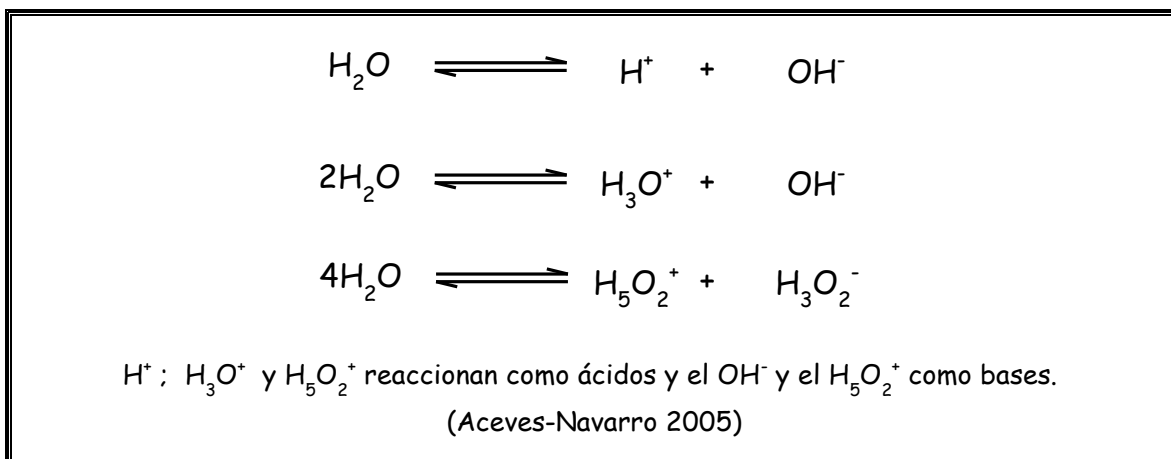
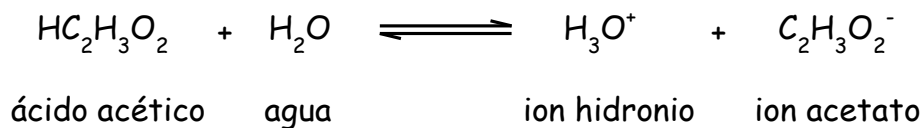


Figura 3-3 Disociación del agua

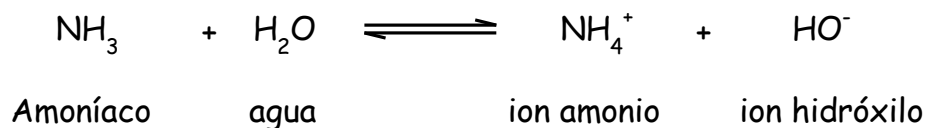


Cuando el agua se combina con los ácidos y bases se comporta según sea el caso; si reacciona con un ácido, la molécula de agua actúa como una base y si reacciona con una base se comporta como un ácido.

Comportamiento de la molécula de agua en presencia de un ácido.

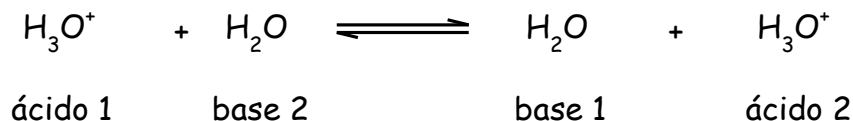


Comportamiento de la molécula de agua en presencia de una base.



En su artículo Langué y Potgieter, (1991) indican que el comportamiento del agua en presencia de determinadas sustancias, como ácido o como base, también posee valores de constantes de disociación.

Tanto k_a y k_b pueden ser calculadas a 25 °C de la siguiente manera:

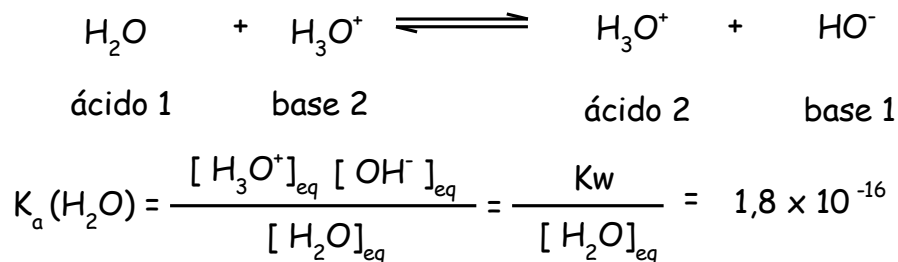


Dado que la molaridad del agua pura a 25 oC es 55,5 mol/L, la expresión matemática para k_a (H_3O^+) es:

$$K_a(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = [\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = 55,5$$

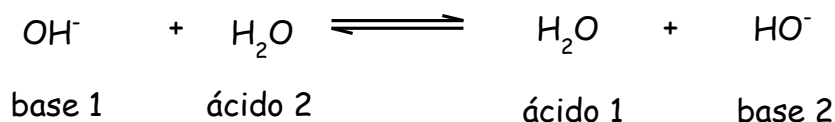
$$\text{p}K_a \text{ de } \text{H}_3\text{O}^+ = -1,74$$

De manera similar, la fuerza acida del agua puede obtenerse a partir de la siguiente reacción a 25°C:



$$\text{p}K_a \text{ del } \text{H}_2\text{O}^+ = 15,74$$

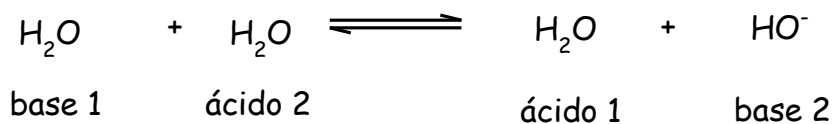
Según Langue y Potgieter (1991), de la misma manera podemos calcular la constante de disociación k_b para el agua y el ion hidróxido, por lo tanto según la siguiente reacción el valor de k_b del ion hidróxido a 25 °C es:



$$K_b(\text{OH}^-) = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{OH}^-]_{\text{eq}}} = [\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = 55,5$$

$$\therefore \text{p}K_b \text{ de } \text{OH}^- = -1,74$$

El valor de k_b para el agua 25 °C es:



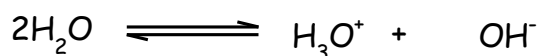
$$K_b(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}} = \frac{K_w}{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}} = 1,8 \times 10^{-16}$$

$$\text{p}K_b \text{ del } \text{H}_2\text{O} = 15,74$$

3.5 Producto iónico del agua

En el estudio de las reacciones ácido-base la concentración del ion hidrógeno es muy importante, porque indica la acidez o basicidad de una disolución. Ya que solo una fracción muy pequeña de moléculas del agua se ioniza, la concentración del agua $[H_2O]$, permanece virtualmente sin cambios (Chang, 2011).

La reacción química que se estudia para el cálculo de k_w es:



“esta elección arbitraria se hizo sobre la base de la conjetura física según la cual esa observación de un protón “libre” sería menos probable que el caso en el que un exceso de oxígeno en aproximadamente las mismas circunstancias que un par de átomos H-O son configurados en la molécula de agua. Los átomos más distantes de un exceso de protones que el oxígeno más cercano son de importancia secundaria” (Tawa y Pratt, 1995):

$$k = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

En soluciones diluidas la concentración del agua es virtualmente constante y se puede combinar con la constante k

$$k[H_2O] = [H_3O^+][OH^-]$$

$k[H_2O]$ se denomina el producto iónico del agua o la constante de disociación del agua, la cual se designa como k_w :

$$k_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Como se utiliza $H^+_{(ac)}$ y H_3O^+ de manera indistinta para representar el protón hidratado, la constante de equilibrio también se puede expresar como:

$$k_w = [H^+] [OH^-]$$

las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- son iguales y se encuentra que $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$.

Entonces, a partir de la siguiente ecuación a 25 °C:

$$k_w = (1,0 \times 10^{-7})(1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

Independientemente que se trate de agua pura o de una disolución acuosa de especies disueltas, la siguiente relación siempre se cumple a 25 °C:

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

Según (Chang, 2008), Al igual que la mayoría de las constantes de equilibrio, k_w es una función de la temperatura.

T/K	273	298	313	373
k_w	$0,12 \times 10^{-14}$	$1,0 \times 10^{-14}$	$2,9 \times 10^{-14}$	$5,4 \times 10^{-14}$

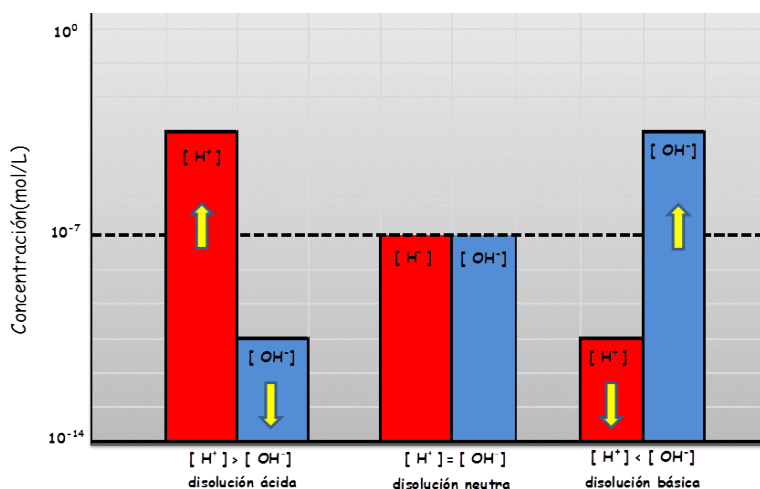
De acuerdo a las concentraciones $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ que presentan una disolución acuosa se puede establecer si la disolución es ácida, básica o neutra.

Cuando $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una disolución son iguales, la disolución es neutra. Sin embargo, la mayoría de las disoluciones no son neutras y tienen diferentes concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$. Si se agrega ácido al agua, hay un aumento en $[H_3O^+]$ y una disminución en $[OH^-]$, lo que hace una disolución ácida. Si se agrega una base, $[OH^-]$ aumenta y $[H_3O^+]$ disminuye, lo que hace una disolución básica (véase Figura 3-4).

3.6 Escala de pH

En muchos campos como el de la salud, la agricultura o la industria entre otros, requieren personal para medir las concentraciones de $[\text{OH}^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de las disoluciones; por ejemplo, se necesitan niveles adecuados de acidez en el suelo para soportar el crecimiento de la plantas y evitar las algas en el agua de las piscinas, la medición de los niveles de acidez en la sangre y la orina comprueban el funcionamiento de los riñones (Timberlake, 2008).

Figura 3-4 Relación de las concentraciones H^+ y OH^- en una disolución. Tomadas y adaptado (Timberlake, 2008)



Las concentraciones molares de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ son generalmente cantidades pequeñas, normalmente de 1M y a menudo mucho menores; a continuación (véase figura 3-5) se presenta el pH de algunas sustancias corrientes. Hacia 1909 el bioquímico danés Soren Sørensen propuso el término de pH para indicar el potencial del ión hidrógeno y definió pH como el logaritmo de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ cambiado de signo:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Figura 3-5 Escala de pH y su relación con diferentes sustancias

SUSTANCIA/DISOLUCIÓN		pH
Disolución de HCl 1 M		0.0
Juqo gástrico		1.5
Juqo de limón		2.4
Refresco de cola		2.5
Vinaqre		2.9
Juqo naranja o manzana		3.0
Cerveza		4.5
Café		5.0
Té		5.5
Lluvia ácida		<5.6
Orina		5.5 - 6.5
Leche		6.5
Aqua pura		7.0
Saliva humana		6.5 a 7.4
Sangre		7.35 a 7.45
Aqua de mar		8.0
Jabón de manos		9.0 a 10.0
Amoníaco		11.5
Hipoclorito de sodio		12.5
Hidróxido sódico		13.5

El pH de una disolución o sustancia representa la actividad de los iones hidronio en una disolución acuosa y oscila entre -1 y 15; de acuerdo con esta escala las clasifican en disoluciones ácidas, básicas o neutras. La acidez significa una mayor cantidad de los

iones hidronio y un pH por debajo de 7. Las disoluciones básicas se caracterizan por una menor actividad de iones hidronio o una mayor actividad de los iones hidróxido y pH superior a 7.

Estas concentraciones de iones $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ se pueden relacionar y establecer con ello el pH de una disolución a 25 °C (véase tabla 3-2).

Tabla 3-2 Relación entre $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ y pH a 25 °C (Petrucci, 1999)

Tipo de disolución	$[H_3O^+]$ [M]	$[OH^-]$ [M]	Valor de pH
Ácida	$>1.0 \times 10^{-7}$	$<1.0 \times 10^{-7}$	< 7,00
Neutra	$=1.0 \times 10^{-7}$	$=1.0 \times 10^{-7}$	= 7,00
Básica	$<1.0 \times 10^{-7}$	$>1.0 \times 10^{-7}$	> 7,00

3.7 Medición de pH

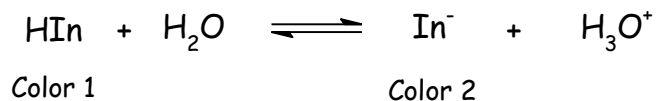
Para la indicar el valor del pH de una disolución se utilizan diversas técnicas e instrumentos, algunos más precisos que otros, pero que permiten caracterizar una sustancia acida, básica o neutra. Dentro de los procedimientos e instrumentos usados se encuentra el papel indicador universal, los pH-metros, colorímetros y aquellos que son elaborados de forma casera como los indicadores de pH caseros.

3.7.1 Indicadores ácido-base

“Muchas sustancias, tanto naturales como sintéticas, presentan una coloración que depende del pH de las disoluciones en las que se disuelven. Algunos de estos compuestos, que han sido empleados durante siglos para determinar la acidez o la alcalinidad del agua, se utilizan todavía como indicadores ácido-base” (Skoog, 2005).

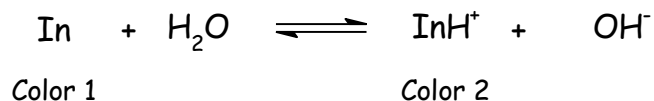
Según (Lopez, 2002), los indicadores ácido-base son sustancias orgánicas débilmente ácidas o débilmente básicas, que presentan diferentes colores cuando se encuentran en su forma protonada o desprotonada esto significa que cambian su color en función del pH.

Por ejemplo, el comportamiento del indicador ácido *HIn* se describe con el equilibrio:



Un ejemplo de este tipo de indicadores es la fenolftaleína, el primer indicador ácido-base sintético que solo fue introducido hasta 1877 (Murillo, 2005). “La fenolftaleína es muy utilizada en valoraciones ácido-base en química analítica, aunque también puede usarse para medir el pH de una disolución de forma cualitativa; ésta cambia su color cuando el pH es aproximadamente 9. En concreto, la fenolftaleína es incolora cuando pH es menor a 8 y adquiere un color rojo violáceo (véase figura 3-6) cuando pH es mayor a 9” (Heredia, 2006).

Al ocurrir la disociación tiene lugar cambios estructurales internos, los cuales produce una variación en el color. El equilibrio de un indicador alcalino, *In* es el siguiente:



La expresión de la constante de equilibrio para la disociación de un indicador de tipo ácido toma la forma:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

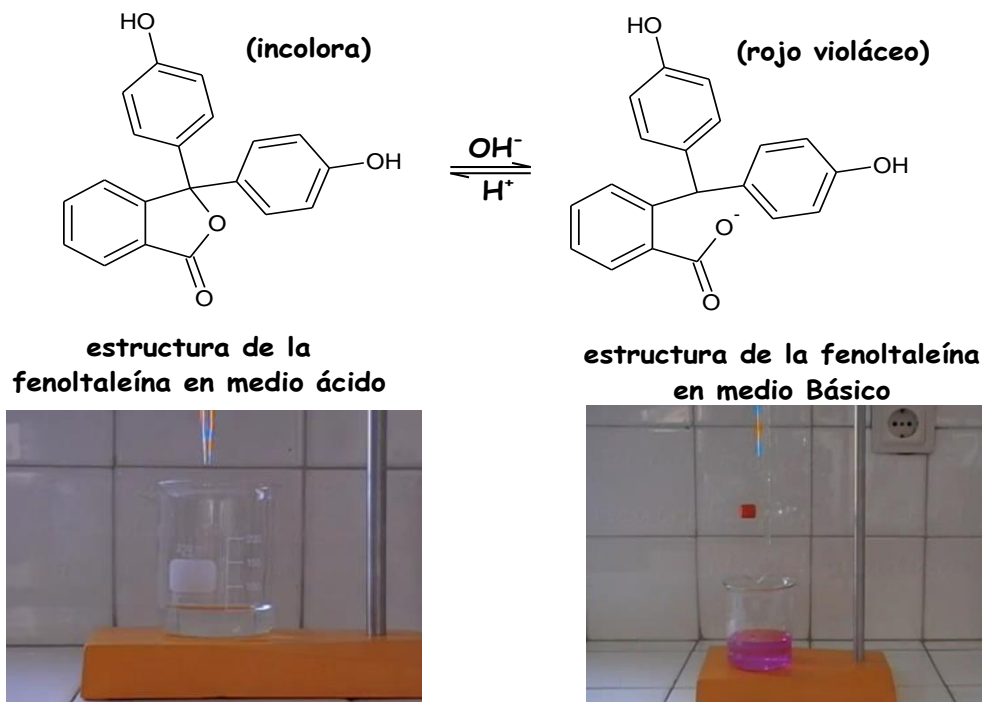
La forma ácida *HIn* es responsable del color ácido de la solución del indicador, e *In*⁻ muestra el color básico. El color que se observa está relacionado con las concentraciones relativas de estas dos formas del indicador, reorganizando la anterior ecuación tenemos:

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

De lo anterior expresión se deducen dos conclusiones importantes. El color está determinado por la concentración de iones H_3O^+ de la solución; y el cambio de color durante una valoración no es brusco, sino que se produce de forma continua, ya que la concentración de ión hidrógeno cambia continuamente (Pereira, 2000).

Es característico del ojo humano que para que pueda detectar la primera desviación del color ácido puro en una solución del indicador, la relación $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ sea, al menos, 1/10; es decir alrededor del 10% del indicador debe estar en forma básica. De modo similar, casi el 10% del indicador ha de estar en forma ácida para detectar cualquier color ácido. (Estas consideraciones se aplican a los indicadores bicolors). Entre estos límites, el ojo reconoce la presencia de una mezcla de colores y que, si se está efectuando una valoración, va ocurriendo un cambio de color del indicador. Debe reconocerse que estos límites entre 0.1 y 10 de la relación $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ no tiene significación teórica, sino que están relacionados con la sensibilidad del ojo del observador y del indicador utilizado; algunos colores se detectan más fácilmente que otros (Connors, 1981).

Figura 3-6 Forma ácida y básica de la fenoltaleína



Los valores de pH a los cuales ocurren estos cambios de color observables se calculan fácilmente a partir de,

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

Para el límite de la zona ácida, $[\text{In}^-]/[\text{HIn}] = 0.1$ o $\text{pH} = \text{p}K_a - 1$. Para el límite de la zona básica, $[\text{In}^-]/[\text{HIn}] = 10$ o $\text{pH} = \text{p}K_a + 1$. El margen de pH en que puede observarse el cambio de color viene dado así, aproximadamente $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$. Este es el llamado intervalo de transición del indicador, y depende claramente de $\text{p}K_a$ del indicador. Así se explica por qué los indicadores de diferente estructura cambian de color a distinto pH (Connors, 1981).

Es posible explicar el cambio de color de los indicadores ácido-base, a partir de las distintas estructuras de las formas ácida y básica del indicador; si dos formas del indicador difieren marcadamente en su distribución electrónica, y de manera particular en su extensión de la deslocalización por resonancia, se observarán dos colores. El color se asocia con la capacidad del compuesto para absorber luz visible y esta capacidad se puede relacionar con la estructura electrónica. Varios factores contribuirán al híbrido de resonancia, pero cabe simplificar y decir que un cambio en la longitud de la cadena de conjugación o en la extensión de la deslocalización electrónica producirá la absorción de un color distinto, componente de la luz blanca, resultando en un cambio de color (Connors, 1981).

Se aprecia que la concentración de iones hidronio determina la proporción entre el ácido y la base conjugada del indicador, lo cual a su vez determina el color de la disolución” (Skoog, 2005).

Por ejemplo el azul de bromotimol $\text{p}K_{\text{HIn}} = 7,1$ (véase figura 3-7):

$\text{pH} < 6,1$ (amarillo)

$\text{pH} \approx 7,1$ (verde)

$\text{pH} > 8,1$ (azul)

De acuerdo a la tabla 3-3 se puede resumir los intervalos de color y de pH.

Tabla 3-3 Intervalos de color y pH (Petrucci, 1999)

Color forma ácida	Color intermedio	Color forma Básica
$[\text{In}^-]/[\text{HIn}] < 0,10$	$[\text{In}^-]/[\text{HIn}] \approx 1$	$[\text{In}^-]/[\text{HIn}] > 10$
$\text{pH} < \text{pK}_{\text{HIn}} + \log 0,10$	$\text{pH} \approx \text{pK}_{\text{HIn}} + \log 1$	$\text{pH} > \text{pK}_{\text{HIn}} + \log 10$
$\text{pH} < \text{pK}_{\text{HIn}} - 1$	$\text{pH} \approx \text{pK}_{\text{HIn}}$	$\text{pH} > \text{pK}_{\text{HIn}} + 1$

3.7.2 Indicadores ácido-base más comunes.

Cuando nos referimos a indicadores ácido-base se cuentan con una gran variedad que abarca diversos compuestos orgánicos. En el siguiente esquema se muestran algunos indicadores utilizados y sus propiedades (véase tabla 3-4).

Figura 3-7 Indicador de pH en soluciones ácidas, neutras y alcalinas. Gráficos tomados de <http://acidosybases01.blogspot.no/>



3.7.3 Papel indicador universal

Para determinar el pH de una disolución se utiliza el papel universal, que son tiras de papel impregnadas de una mezcla de indicadores que toman una coloración (véase figura 3-8) característica de acuerdo al pH de la solución en el cual se encuentre inmerso. A nivel molecular la variación en la gama de colores se debe a una alteración en la estructura molecular por la adición o eliminación de un protón.

3.7.4 pH-metro.

Junto con el desarrollo de los métodos colorimétricos, a principios del siglo XX se introdujo también el empleo de las celdas electroquímicas para determinar el pH. “El medidor de pH es posiblemente el instrumento más utilizado en química y como tal, ha contribuido en gran medida tanto para el progreso y la cultura de las ciencias puras” (Hines, 2010).

Tabla 3-4 Indicadores acido-base. Tomada de Petrucci (1999)

Nombre común	Intervalo de transición de pH		Cambio de color		Tipo de indicador
<i>Azul de timol</i>	1,2	2,8	Rojo	Amarillo	1
	8,0	9,6	Amarillo	Azul	
<i>Amarillo de metilo</i>	2,9	4,0	Rojo	Amarillo	2
<i>Anaranjado de metilo</i>	3,1	4,4	Rojo	Anaranjado	2
<i>Verde de bromocresol</i>	3,8	5,4	Amarillo	Azul	1
<i>Rojo de metilo</i>	4,2	6,3	Rojo	Amarillo	2
<i>Púrpura de bromocresol</i>	5,2	6,8	Amarillo	Púrpura	1
<i>Azul de bromotimol</i>	6,2	7,6	Amarillo	Azul	1
<i>Rojo de fenol</i>	6,8	8,4	Amarillo	Rojo	1
<i>Púrpura de cresol</i>	7,6	9,2	Amarillo	Púrpura	1
<i>Fenolftaleína</i>	8,3	10,0	Incoloro	Rojo	1
<i>Timolftaleína</i>	9,3	10,5	Incoloro	Azul	1
<i>Amarillo de alizarina</i>	10,0	12,0	Incoloro	Amarillo	2

(1) tipo ácido: $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (2) tipo básico: $\text{In} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{InH}^+ + \text{OH}^-$

Figura 3-8 Comportamiento de los ácidos y bases en papel indicador. Fotografía del autor.



Según Hines (2010), “el pH hoy en día es definido en términos de la respuesta de dicho instrumento en conjunto con las soluciones tampón, y no en términos de la termodinámica como una concentración de protones o la actividad de una sal. Su uso práctico fue favorecido por el trabajo de Cremer, Haber y Klemensiewicz, quienes introdujeron el electrodo de vidrio. Debido a que la membrana de vidrio se comporta como una pila de concentración en lugar de como un electrodo redox, es mucho menos propenso a las interferencias por agentes oxidantes o reductores; los electrodos más predominantes son los de hidrógeno y quinhidrona”.

“El medidor de pH mide la concentración de iones H^+ utilizando un electrodo sensible a los iones. Un electrodo de pH es generalmente un electrodo combinado (véase figura 3-9) con el cual se encuentra integrado un electrodo de referencia y un electrodo de vidrio en una misma sonda. La parte inferior de la sonda termina en el bulbo redondo de vidrio delgado. El tubo interior contiene cloruro de potasio saturado (KCl), invariable y una solución 0,1M de ácido clorhídrico (HCl), también dentro del tubo interior, está el extremo del cátodo del electrodo de referencia. El extremo anódico se envuelve así mismo en el exterior del tubo interno y termina con el mismo tipo de electrodo de referencia como el tubo interno, ambos tubos contienen una solución de referencia pero únicamente el tubo exterior tiene contacto con la solución del lado externo del electrodo de pH, a través de un tapón poroso que actúa como puente salino” (Universidad Nacional de Colombia).

Gracias a los avances tecnológicos la variedad de pH- metros es muy amplia y cubre las necesidades de los diferentes tipos de investigaciones que se llevan a cabo tanto a nivel escolar, universitario e industrial, de acuerdo a esto podemos encontrar pH- metros para laboratorio, pH portátiles y electrodos para la medición de pH (véase figura 3-10).

3.7.5 Indicadores caseros

Los indicadores visuales son sustancias capaces de cambiar de color dependiendo de las características químicas de la solución en la cual se encuentran inmersos (López, 2002).

Según Mebane, y Rybolt (1985), la primera referencia del uso de indicadores ácido-base se remonta muchos años atrás. Robert Boyle en 1664 en su libro “The experimental

history of colours” recogió ciertos extractos de plantas que cambian de color reversiblemente cuando se va añadiendo alternativamente ácido y base, esta propiedad la utilizó para caracterizar a los ácidos de los que dice que vuelven rojizos los extractos de las plantas.

Figura 3-9 Estructura básica de un electrodo de vidrio. Tomada de McMurry (2004)

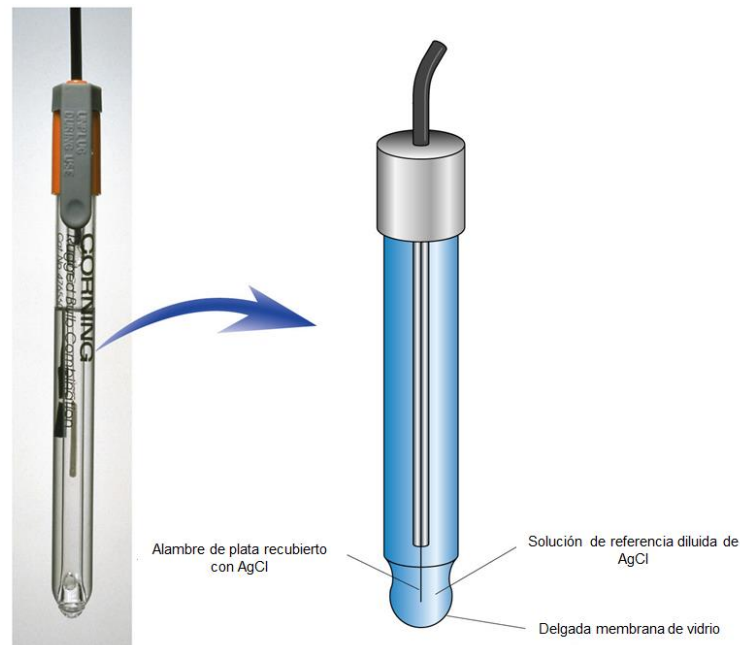


Figura 3-10 pH-metro. Fotografía del autor.



Solo a principios del siglo XX, Willstätter y Robinson relacionaron las antocianinas con los pigmentos responsables de la coloración de diversas flores ya que sus extractos presentaban colores que variaban en función de la acidez o alcalinidad del medio. Actualmente, se sabe que las antocianinas cuya estructura se muestra en la figura 3-11, y que algunos vegetales contienen, dependen de la influencia de diversos factores como la presencia de otros pigmentos, quelatos con cationes metálicos entre otros; las propiedades de las antocianinas de presentar diferentes colores dependen del pH del medio en el que se encuentran, hecho que permite que estos pigmentos pueden ser utilizados como indicadores de pH (López, 2002).

“Las antocianinas son glucósidos de antocianidinas, pertenecientes a la familia de los flavonoides, compuestos por dos anillos aromáticos A y B unidos por una cadena de 3 C. Variaciones estructurales del anillo B resultan en seis antocianidinas conocidas (véase figura 3-12).

Figura 3-11 Estructura básica de las antocianinas (Rincón, H., 2013)

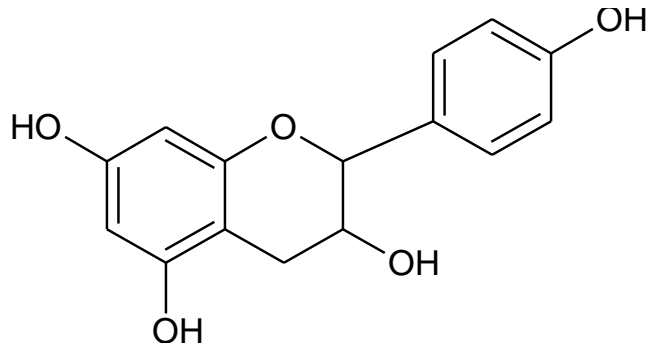
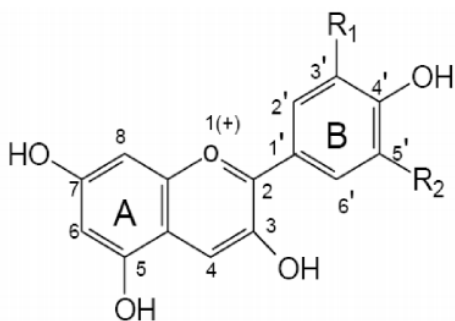


Figura 3-12 Estructura y sustituyentes de las antocianinas (Durst y Wrolstad, 2001).



Aglicona	Substitución		λ_{max} (nm)
	R1	R2	
Pelargonidina	H	H	494 (naranja)
Cianidina	OH	H	506 (naranja-rojo)
Delfinidina	OH	OH	508 (azul-rojo)
Peonidina	OCH3	H	506 (naranja-rojo)
Petunidina	OCH3	OH	508 (azul-rojo)
Malvidina	OCH3	OCH3	510 (azul-rojo)

El color de las antocianinas depende del número y orientación de los grupos hidroxilo y metoxilo de la molécula. Incrementos en la hidroxilación producen desplazamientos hacia tonalidades azules mientras que incrementos en las metoxilaciones producen coloraciones rojas.

En la naturaleza, las antocianinas siempre presentan sustituciones glicosídicas en las posiciones 3 y/o 5 con mono, di o trisacáridos que incrementan su solubilidad. Dentro de los sacáridos glicosilantes se encuentran la glucosa, galactosa, xilosa, ramnosa, arabinosa, rutinosa, soforosa, sambubiosa y gentobiosa. Otra posible variación en la estructura es la acilación de los residuos de azúcares de la molécula con ácidos orgánicos. Los ácidos orgánicos pueden ser alifáticos, tales como: malónico, acético, málico, succínico u oxálico; o aromáticos: p-coumárico, caféico, ferúlico, sinápico, gálico, o p-hidroxibenzóico. Stintzing et al., 2002, demostraron que el tipo de sustitución glicosídica y de acilación producen efectos en el tono de las antocianinas; es así como sustituciones glicosídicas en la posición 5 al igual que acilaciones aromáticas, producen un desplazamiento hacia las tonalidades púrpura” (Garzón, 2008).

4.Unidad didáctica

Es importante resaltar que la enseñanza de la química y el docente de química deben contribuir en la alfabetización de los ciudadanos y las ciudadanas para que sean más críticos. La presencia de la química en día a día de las personas es más que suficiente para justificar la necesidad de un ciudadano a ser informado sobre ella.

La importancia de la elaboración de materiales didácticos se justifica por la necesidad de que el profesor tenga varias fuentes alternativas para seleccionar en su curso, incluso teniendo en cuenta el reducido número de materiales que cumplen con las exigencias de una enseñanza para la ciudadanía (Pereira y Pacheco, 2010).

Esta unidad didáctica se propone una serie de actividades, las cuales se desarrollaran a través de la metodología del aprendizaje activo, y tiene como objetivo que los estudiantes aprendan haciendo que se desarrollen competencias en los estudiantes.

4.1 Metodología del aprendizaje activo

El aprendizaje activo consiste en la utilización de un conjunto de métodos experimentales más eficaces e interesantes. Con el aprendizaje activo los estudiantes asumen una mayor responsabilidad sobre su propia educación.

Según Schwartz y Pollishuke (1995) los niños y niñas aprenden haciendo, experimentando con las personas y con los distintos materiales que encuentran a su alrededor. Esta metodología facilita el aprendizaje de los conceptos ya que los estudiantes están experimentando, interactuando, reflexionando y comunicándose, los niños y niñas aprenden al reflexionar sobre sus experiencias, ponerlas en común y comunicarlas a los demás de infinitas formas, aprenden en ambientes que tengan un objetivo y que no les resulte amenazador. En una clase de lenguaje total y aprendizaje activo se hace hincapié en:

- ✓ Tomar decisiones y resolver problemas
- ✓ El aprendizaje es integrado
- ✓ Problemas o hechos reales
- ✓ Dialogar
- ✓ Observación crítica
- ✓ Aprendizaje por descubrimiento

El aprendizaje activo y lenguaje total son esenciales para conseguir una clase centrada en el estudiante y adquieren su mayor significado cuando el maestro parte de las experiencias de los propios estudiantes.

Según Silberman (1996), en un primer momento se deben cumplir con una o más de las siguientes tareas:

- ✓ Creación de equipos: ayudar a los estudiantes a conocerse entre sí o crear un espíritu de cooperación e interdependencia.
- ✓ Evaluación: conocer las actitudes y las experiencias de los estudiantes.
- ✓ Participación inmediata del aprendizaje: crear interés inicial en la materia.

Además estas técnicas estimulan a los alumnos a adoptar un rol activo desde el primer momento.

Con la metodología de aprendizaje activo los estudiantes y el docente juegan roles importantes para alcanzar los objetivos que se proponen (véase tabla 4-1).

Tabla 4-1 Papel del docente y el alumno en la metodología del aprendizaje activo.
Tomada de (Oliva y Tirapo)

Papel del Docente y del Alumno en la Metodología Activa	
Actividad del docente	Actividad de alumno
1. Formula el objetivo de la actividad	1. Analiza instrucciones
2. Organiza el trabajo por grupo y lo individualmente	2. Planifica el trabajo
3. Aporta material	3. Consulta material

4. Proporciona la información esencial	4. Explora
5. Formula ejemplos específicos	5. Intercambia experiencias con el grupo de trabajo
6. Plantea problemas	6. Rectifica errores
7. Estimula a los alumnos para que hagan suposiciones intuitivas	7. Confirma aciertos

4.2 Pasos para facilitar las actividades experimentales

De acuerdo a Silberman (1998), las actividades experimentales contribuyen notablemente a volver activo el aprendizaje, con frecuencia es mucho mejor experimentar algo que escuchar hablar de ello. Al facilitar actividades experimentales se debe considerar los siguientes pasos:

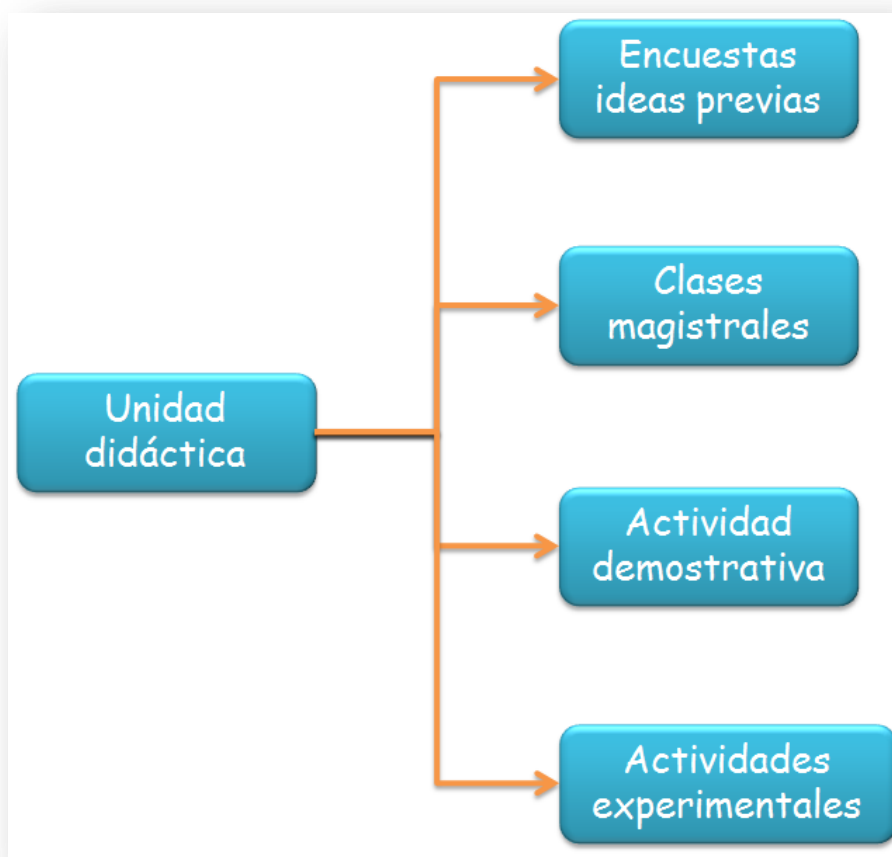
- ✓ Explicar los objetivos. A los estudiantes les gusta saber que va a pasar y por qué.
- ✓ Vender los beneficios. Explicar porque han hecho la actividad y describir como se vinculan con las actividades anteriores.
- ✓ Hablar lentamente al dar las instrucciones. También se puede proporcionar un apoyo visual. Procurar que las instrucciones sean comprensibles.
- ✓ Si las instrucciones son complicadas, hacer una demostración de la actividad. Permitir que los estudiantes vean al docente en acción antes de realizarlo.
- ✓ Dividir a los estudiantes en subgrupos antes de dar más instrucciones. Si no se hace así mientras se forman los grupos, los estudiantes pueden olvidar lo que se les ha explicado.
- ✓ Informar a los estudiantes de cuánto tiempo disponen. Aclarar el tiempo asignado a toda la actividad y luego anunciar periódicamente cuanto falta para terminar.
- ✓ Mantener la actividad en movimiento. No frenar las cosas con interminables anotaciones en el tablero o en un cuadro y evitar que la discusión se prolongue demasiado.
- ✓ Desafiar a los alumnos. Hay más energía cuando las actividades generan un nivel académico de tensión. Si las tareas son muy fáciles, los estudiantes se aburren.

- ✓ Analizar siempre la actividad. Cuando una tarea ha concluido, invitar a los estudiantes a “procesar” los sentimientos que surgieron en ellos y a compartir lo que aprendieron con la experiencia.
- ✓ Estructurar con cuidado las primeras experiencias de procesamiento. Ordenar la discusión y formular pocas preguntas. Si los estudiantes están divididos en subgrupos, pedirles que compartan brevemente sus respuesta por turnos.

4.3 Estructura de la unidad didáctica

Esta unidad se divide en (véase la figura 4-1):

Figura 4-1 Mapa del contenido de la unidad didáctica



Como primer momento se aplicaran los instrumentos de ideas previas, los cuales permitirán al docente determinar el nivel conceptual del grupo de estudiantes y así

modificar las estrategias que utilizará y enfocarlas para alcanzar los objetivos de aprendizaje propuestos.

Posteriormente en el aula, él o la docente desarrollará clases magistrales, que se acompañaran con una serie de talleres de ejercicios, los cuales se podrán desarrollar de manera individual o grupal de acuerdo al grupo de estudiantes y al criterio del docente. Antes de abordar la parte experimental el docente deberá realizar un breve exposición sobre cómo se trabajan las actividades en el laboratorio según la metodología del aprendizaje activo.

Debido a los cuidados que se deben tener en el laboratorio y con el objetivo de que las practicas se desarrollen sin inconvenientes, se proponen dos actividades demostrativas, donde el docente mostrara la metodología que se utilizará para las prácticas de laboratorio en las cuales los estudiantes ya harán parte activa y servirán para ir introduciéndolos con la temática de pH.

Como parte final se proponen una serie de actividades experimentales donde el estudiante acompañado por el docente aplicara los conceptos vistos en el aula; cada uno de los grupos deberá llegar a unas conclusiones de acuerdo a la práctica realizada, ser socializadas y posteriormente contrastadas con fuentes bibliográficas para realizar un informe de máximo 3 hojas.

4.3.1 Encuesta ideas previas

Como punto inicial de la unidad didáctica es necesario que el docente, aplique una encuesta diseñada para reconocer las ideas previas, las cuales desde los años 70 han puesto ampliamente de relieve su importancia en la enseñanza y el aprendizaje de la ciencia.

Con esta encuesta se pretende identificar las ideas previas de los estudiantes de grado 11 del colegio Brasilia- Bosa sobre los conceptos básicos relacionados con pH, esta encuesta se aplicara a estudiantes de rangos de edad entre los 15 y 18 años. La encuesta se aplicara en dos momentos, primero de manera individual y posteriormente se hará por grupos de 4 estudiantes (véase anexo A).Las encuestas se diseñan teniendo en cuenta los temas que en grado noveno y grado decimo los estudiantes ya han

abordado en el aula, temas como nomenclatura inorgánica, características de ácidos y bases.

El objetivo de estas encuestas es detectar nivel conceptual y dificultades de los estudiantes que pudieran incidir en la comprensión correcta de los contenidos y en la realización de ejercicios de pH. Otro objetivo es conocer las definiciones que darían los estudiantes sobre conceptos básicos en química antes de enfrentarse a la enseñanza y aprendizaje de esta temática nueva y así detectar confusiones terminológicas.

4.3.2 Clases magistrales

Con el desarrollo de las clases magistrales se pretende contextualizar a los estudiantes y trabajar conceptos y ejercicios referentes con el tema de pH, los temas a trabajar en el aula son:

- Teorías ácido- base
- Equilibrio iónico del agua
- Concepto de pH y pOH
- Cálculos relativos de pH y pOH
- Indicadores de pH
- Aprendizaje activo

Para el desarrollo de estos conceptos y teniendo en cuenta los tiempos que se trabajen en la institución educativa, se deben destinar 6 bloques de clase que son aproximadamente 12 horas, estas clases, irán acompañadas con una serie de talleres con ejercicios (véase anexo B), donde se apliquen los conceptos que se desarrollen en las clases.

Para la clase donde se aborde el tema de indicadores de pH, es pertinente que el estudiante realice una consulta sobre que es un indicador ácido- base, cuales son los indicadores de pH más comunes, como se elabora un indicador acido-base casero.

4.3.3 Actividades demostrativas

Para alcanzar los objetivos que plantean en la unidad didáctica, es importante a través de una presentación al curso o grupo de estudiantes donde llevarán a cabo las

actividades experimentales, mostrar cómo se desarrolla el trabajo bajo la metodología de aprendizaje activo; para esto se debe desarrollar un actividad por parte del docente donde se muestre a los estudiantes los aspectos y características que se deben tener en cuenta cuando se trabaja con la metodología de aprendizaje activo (véase anexo C).

En esta parte de la unidad son propuestas dos actividades, las cuales tienen como objetivo mostrar como existen pigmentos vegetales (antocianinas) que son útiles para caracterizar algunas sustancias de uso cotidiano o usadas en el laboratorio a través de colores característicos, y así establecer su carácter ácido, básico o neutro (véase anexo E).

4.3.4 Actividades experimentales

Las actividades experimentales están diseñadas para desarrollarse con base en la metodología de aprendizaje activo. Las actividades que se proponen son las que se relacionan a continuación (véase anexo D), cada práctica presentará unos espacios donde se busca recoger las predicciones individuales y grupales de los estudiantes antes de realizar las prácticas, las cuales se confrontaran con los resultados obtenidos, para esto se encuentran unas tablas donde se proponen unas preguntas que deben ser contestadas por los estudiantes y socializadas antes de empezar la práctica:

Práctica 1. Obtención de un indicador ácido-base a partir de repollo morado y pétalos de rosas rojas.

Para la obtención del extracto vegetal se proponen dos metodologías de acuerdo a Heredia, (2006), el docente determinará que metodología aplicará de acuerdo a las condiciones del lugar donde se aplique esta práctica.

Práctica 2. Identificación del pH de sustancias caseras

En esta práctica se pretenden evidenciar como las sustancias que diariamente se utilizan presentan un carácter ácido, básico o neutro. Como punto de referencia se muestran los resultados obtenidos con los extractos de repollo morado y pétalos de rosas rojas con las diferentes sustancias (véase anexo E).

Práctica 3. Elaboración de papel indicador a base de extractos obtenidos a partir de repollo morado y pétalos de rosas rojas.

4.4 Marco de referencia de las actividades demostrativas y experimentales.




Este apartado servirá como punto de referencia de los resultados que se pueden obtener cuando se apliquen las diferentes actividades tanto demostrativas como experimentales (véase anexo E), se presentan una serie de imágenes que permitirá a los docentes tener una guía de trabajo y así orientar los resultados que puedan obtener los estudiantes al momento de desarrollar las diferentes prácticas. Es importante que se tengan en cuenta las diferentes cantidades que se proponen en las guías ya que cualquier variación modificaría la intensidad del color que se espera.

Es importante aclarar que los indicadores pueden ser obtenidos a través de diferentes metodologías, según el criterio del docente se elegirá la metodología que este más acorde a sus necesidades y a los tiempos de trabajo de los dispongan en la institución educativa.

5.Recomendaciones

- Tanto el repollo morado como los pétalos de rosas permiten diferenciar de forma visual las sustancias ácidas, básicas y neutras a través de una variación de colores, ya que estos dos vegetales, contienen unos pigmentos hidrosolubles llamados antocianinas que son los responsables de la coloración de estos vegetales; se recomienda realizar ensayos con productos vegetales como la mora, la cebolla morada, la uva y la remolacha utilizando como solvente alcohol, para determinar si permiten diferencia de forma fácil las sustancias ácidas de las sustancias básicas.
- Se recomienda al docente que antes de aplicar la unidad didáctica con los estudiantes de undécimo grado, adapte la práctica de acuerdo a los objetivos y necesidades de la institución educativa donde labora, debido a que no todas las instituciones cuentan con los mismos recursos y los mismos modelos pedagógicos.
- Después de la aplicación, evaluar las diferentes actividades para determinar los aspectos positivos o negativos que generaron en los estudiantes como punto de partida para modificar dichos aspectos, que permitan que la unidad didáctica logre los objetivos propuestos y facilite tanto el trabajo docente como el aprendizaje y cambie la actitud de los estudiantes frente al concepto de pH.
- Utilizar diferentes sustancias a las propuestas en las prácticas, para generar escalas de colores con productos de uso cotidiano utilizando los indicadores sugeridos, y así generar un punto de referencia para los docentes que apliquen esta unidad didáctica en las instituciones educativas.

A. Anexo: Encuesta ideas previas

	Colegio Brasilia Bosa I.E.D “Formación integral hacia la excelencia humana y laboral”	
	proceso académico	
	Guías de apoyo académico	 
<u>Identificación</u> Área: Ciencias naturales y educación ambiental Asignatura: Química Grado: Once Docente:		
Encuestas ideas previas Individual		




Nombres: _____ Curso: _____ Fecha: _____

Responder las siguientes preguntas marcando con una X en la casilla que consideres:

- 1 Si, lo entiendo y podría explicarlo;
2. Si lo entiendo pero con dudas.
3. No lo entiendo.
4. Nunca he oído sobre esto.
5. No lo he trabajado en el colegio.

	1	2	3	4	5
1. ¿Reconoce usted el concepto químico de pH?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2. ¿Sabe por qué la lluvia es ácida?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3. ¿Sabe cuál es la importancia del concepto de pH?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4. ¿Sabe qué es una sustancia ácida?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
5. ¿Sabe qué es una sustancia básica?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
6. ¿Sabe que es una sustancia neutra?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
7. ¿Sabe reconocer o diferenciar sustancias ácidas de sustancias básicas?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
8. ¿Tiene en su casa sustancias ácidas, básicas o neutras?	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

9. ¿Sabe que cada sustancia tiene un valor de pH específico?
10. ¿Reconoce usted cuál es la importancia del pH en el agua?
11. ¿Reconoce usted cual es la importancia del pH en la sangre?
12. ¿Identifica que es un indicador acido- base?
13. ¿Tiene conocimiento de la utilidad del papel indicador en las mediciones de pH
14. ¿Conoce algunos métodos empleados para medir el pH de una sustancia?
15. ¿Sabe que es un pH-metro?
16. ¿Sabe cómo se prepara un indicador ácido - base casero?
17. ¿Identifica cuál es la escala de pH?

	Colegio Brasilia Bosa I.E.D "Formación integral hacia la excelencia humana y laboral" proceso académico	
	Guías de apoyo académico	
	 	
Identificación Área: Ciencias naturales y educación ambiental Grado: Once Docente:		
Asignatura: Química		
Encuestas ideas previas Grupal		

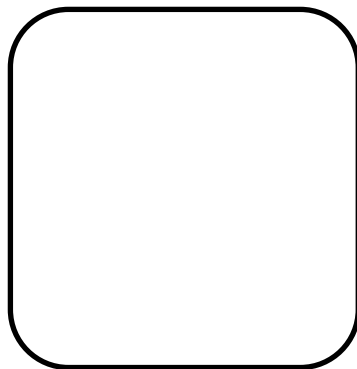
1. Definir el concepto de pH:

2. ¿Qué sustancias ácidas, básicas o neutras pueden identificar en su casa?

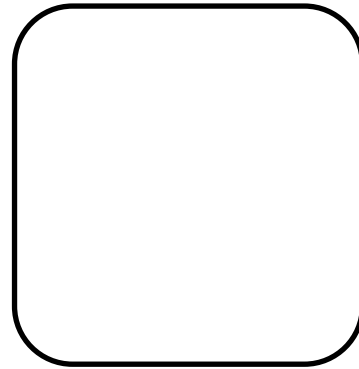
3. Clasificar cada una de las sustancias como ácidas o básicas

H_3PO_4 ; $Ca(OH)_2$; H_2S ; H_2SO_4 ; $NaOH$; HCl ; KOH ; HNO_3 ; $Mg(OH)_2$; H_2CO_3

Sustancia ácidas



Sustancias básicas

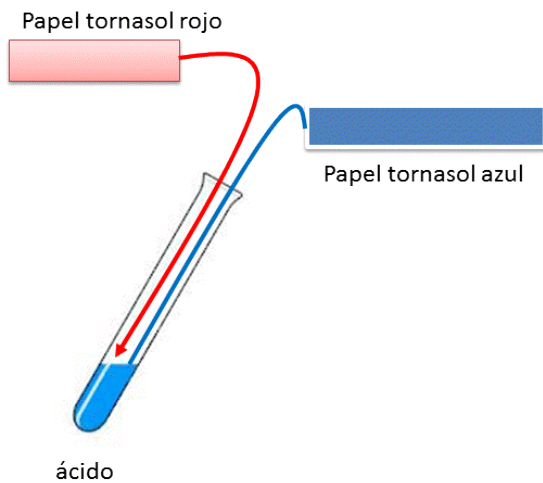


4. Para qué se utiliza un indicador ácido - base

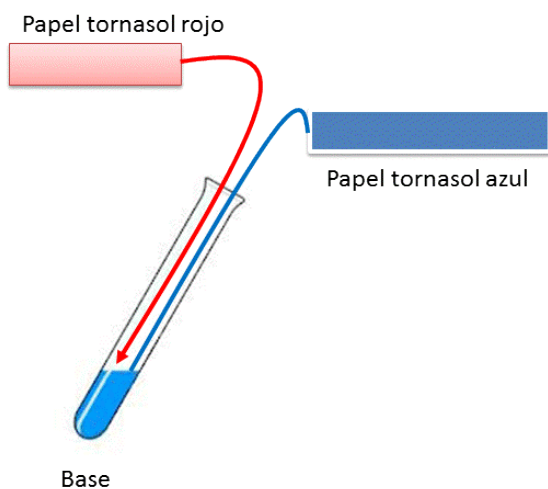
5. Mencione algunas de las sustancias que utilizamos en casa que pueden servir como indicadores ácido- base

6. ¿sabe cómo se elabora un indicador acido- base casero?

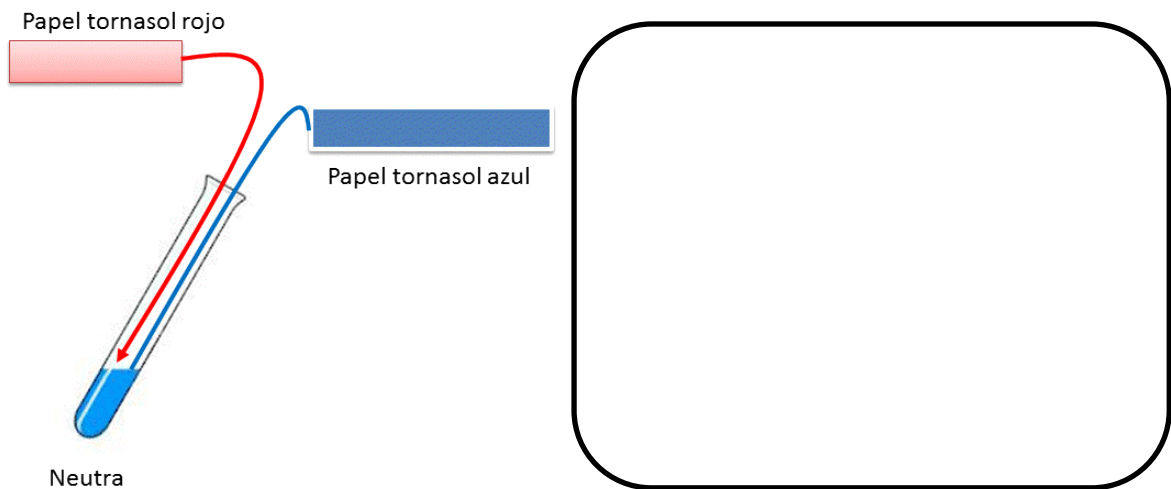
7. Describir lo que esperarías que suceda cuando la tira de papel tornasol azul y rojo, entren en contacto con una sustancia ácida.



8. Describir lo que esperarías que suceda cuando la tira de papel tornasol azul y rojo, entren en contacto con una sustancia básica.



9. Describir lo que esperarías que suceda cuando la tira de papel tornasol azul y rojo, entren en contacto con una sustancia neutra.



10. A continuación encontrara una serie de sustancias que son muy familiares pues son de uso cotidiano, indique para cada una de ellas, si son de carácter ácido, básico, o neutra:

Zumo de limón _____

Vinagre _____

Cerveza _____

Gaseosa _____



Amoniaco _____

Jabón _____

Hidróxido de sodio (destapador de cañerías) _____

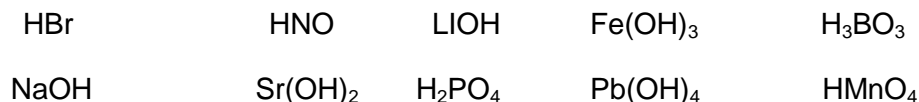
Blanqueador _____

B. Anexo: Ejercicios sobre Concepto de pH

	COLEGIO BRASILIA BOSA IED	
	"FORMACIÓN INTEGRAL HACIA LA EXCELENCIA HUMANA Y LABORAL"	
	MACRO PROCESO ACADÉMICO	
	GUIAS DE APOYO ACADÉMICO	
IDENTIFICACIÓN		
AREA: Ciencias naturales y educación ambiental ASIGNATURA: Química		GRADO: Once
DOCENTE: Taller Teorías ácido-base		

Nombres: _____ Curso: _____ Fecha: _____

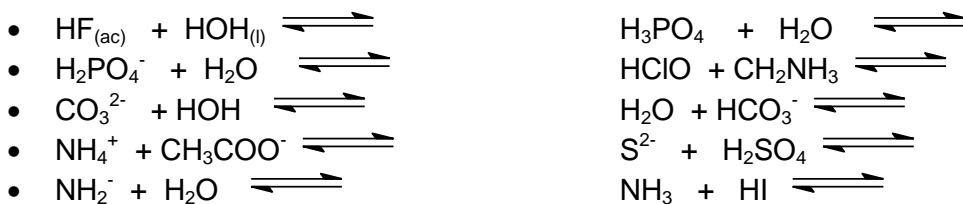
1. Indicar si las sustancias que se encuentran a continuación son ácidos o bases:



2. Según la teoría de Arrhenius complete las siguientes reacciones:





3. Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares conjugados ácido-base:



4. Escriba una fórmula de Lewis de cada especie de las ecuaciones siguientes y señale los ácidos y las bases:

- $\text{BCl}_3 + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{Cl}_3\text{B}\cdot\text{NH}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AlCl}_4^-$
- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

	COLEGIO BRASILIA BOSA IED	
	“FORMACIÓN INTEGRAL HACIA LA EXCELENCIA HUMANA Y LABORAL”	
	MACRO PROCESO ACADÉMICO	
	GUIAS DE APOYO ACADÉMICO	 BOGOTÁ HUMANANA
IDENTIFICACIÓN		
AREA: Ciencias naturales y educación ambiental		ASIGNATURA: Química
DOCENTE:		GRADO: Once
Taller equilibrio iónico del agua		



Nombres: _____ Curso: _____ Fecha: _____

1. Calcule la concentración de iones hidronio (H_3O^+) o iones hidroxilo (OH^-) según cada uno de los casos:

- a. $[\text{OH}^-] = 1,5 \times 10^{-6}$
- b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-9}$
- c. $[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-7}$
- d. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,5 \times 10^{-3}$
- e. $[\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-6}$
- f. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-6}$
- g. $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8}$
- h. $[\text{OH}^-] = 3,5 \times 10^{-9}$
- i. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,5 \times 10^{-3}$
- j. $[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-5}$

2. Determine el carácter ácido, básico o neutro, de cada una de las siguientes disoluciones:

- a. $[\text{OH}^-] = 2,0 \times 10^{-6}$
- b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-4}$
- c. $[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-11}$
- d. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 9 \times 10^{-10}$
- e. $[\text{OH}^-] = 1,5 \times 10^{-2}$
- f. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,6 \times 10^{-3}$
- g. $[\text{OH}^-] = 7 \times 10^{-9}$
- h. $[\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-2}$
- i. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-1}$
- j. $[\text{OH}^-] = 2,2 \times 10^{-13}$

	COLEGIO BRASILIA BOSA IED	
	"FORMACIÓN INTEGRAL HACIA LA EXCELENCIA HUMANA Y LABORAL"	
	MACRO PROCESO ACADÉMICO	
GUIAS DE APOYO ACADÉMICO		
IDENTIFICACIÓN		
AREA: Ciencias naturales y educación ambiental		ASIGNATURA: Química
DOCENTE:		GRADO: Once
Taller Calculo de pH y pOH		

Nombres: _____ Grado: _____ Fecha: _____

1. La concentración de iones H_3O^+ en una botella de vino de mesa, justo después de que se le removió el corcho, fue de $3,2 \times 10^{-4} \text{M}$. Sólo se consumió la mitad del vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber estado expuesta al aire durante un mes, tenía una concentración de ion H_3O^+ igual a $1,0 \times 10^{-3} \text{M}$. Calcule el pH del vino en estas dos ocasiones.

2. El pH del agua lluvia recolectada en determinada región del noreste de estados unidos en un día particular fue de 4,82. Calcule la concentración del ion H_3O^+ del agua lluvia.

3. En una disolución de NaOH, es de $2,9 \times 10^{-4} \text{M}$. Calcule el pH de la disolución.

4. La concentración del ion OH^- de una muestra de sangre es de $2,5 \times 10^{-7} \text{M}$. ¿Cuál es el pH de la sangre?



5. El pH de un lago se encuentra en un intervalo de 6,5 – 7,5, los peces necesitan que este pH se mantengan pues cualquier variación por debajo de 6,5 ó por arriba de 7,5 causaría lesiones en la piel, dificultades respiratorias o su muerte; si se realiza una medición de la concentración de iones H_3O^+ y el resultado que se obtiene es $6,3 \times 10^{-6}$, según esto ¿En qué estado se encuentran los peces?

6. La variación del pH en la orina, sirve como criterio para diagnosticar enfermedades, el pH de la orina es de 8,0. Si en un estudio se toman 3 muestras a tres individuos A, B, y C, cuyas concentraciones de iones hidrogeno son respectivamente, $3,98 \times 10^{-7} \text{M}$, $1,0 \times 10^{-8} \text{M}$, $5,0 \times 10^{-8} \text{M}$ respectivamente. Con esta información establezca cuáles individuos presentan alguna alteración en su salud.

7. Completa la siguiente tabla.

Sustancias	$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH	pOH	Carácter
Saliva			6.5 – 7.4		
Leche de vaca		$3,16 \times 10^{-7}$			
Jugo de limón	$2,51 \times 10^{-12}$				
Vinagre		$1,0 \times 10^{-3}$			
Crema de dientes				4	
Ácido de baterías			1		

C. Anexo: Actividad Demostrativa

	COLEGIO BRASILIA BOSA IED "FORMACIÓN INTEGRAL HACIA LA EXCELENCIA HUMANA Y LABORAL" MACRO PROCESO ACADÉMICO	
	GUIAS DE APOYO ACADÉMICO	
	IDENTIFICACION AREA: Ciencias naturales y educación ambiental ASIGNATURA: Química GRADO: Once DOCENTE: Taller Demostrativo Tinta Camaleónica	

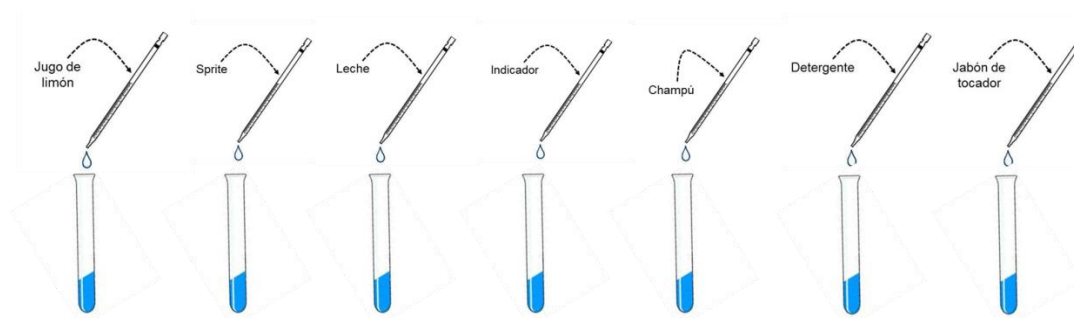
Objetivo: Conocer los momentos que se tiene en cuenta cuando se realiza una actividad experimental basándose en la metodología de aprendizaje activo.

Dirigido a: Estudiantes de ciclo V de educación básica secundaria. Edades: 14 -17 años.

Materiales	Reactivos	
7 Tubos de ensayo	Jugo de limón	Jabón
4 Pipetas de 10 mL	Gaseosa Sprite	Leche
2 frascos de ámbar	Detergente	Champú
2 Gradillas	Indicador ácido-base de repollo morado	

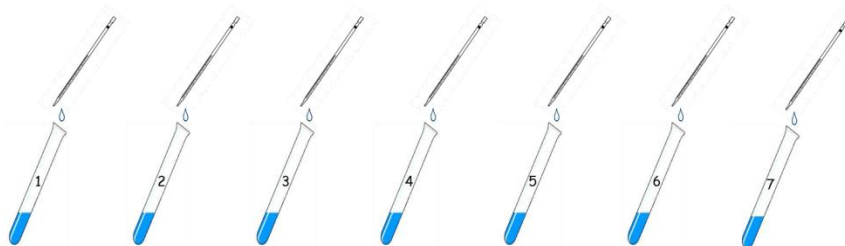
Planteamiento del problema: esta práctica está dispuesta para 1 hora y 50 minutos, revise los tiempos del que dispone para la realización de la práctica garantizando que estos no afecten el cumplimiento de los objetivos.

El docente realizara una breve explicación de cada uno de los pasos que se llevaran a cabo en la práctica:



1. En cada uno de los tubos de ensayo adicionar 6 ml de cada una de las siguientes sustancias: tubo 1(jugo de limón), tubo 2 (gaseosa Sprite), tubo 3 (leche), tubo 4 (indicador), tubo 5 (champú), tubo 6 (detergente de ropa), tubo 7 (jabón de cuerpo).
2. Adicionar 5 ml de agua en cada uno de los tubos y observar.
3. Posteriormente a cada tubo de ensayo adicionar 5 mL de la tinta camaleónica. En este punto los estudiantes no conocen que tipo de sustancia es el indicador.

Indicador ácido-base a partir de repollo



Tomando como partida la explicación del docente, el estudiante tanto forma individual como en forma grupal debe analizar cada uno de los momentos y llenar la hoja de predicciones.

Las predicciones individuales y grupales se deben desarrollar en dos momentos, de forma individual y posteriormente en grupos de un número de 4 estudiantes.

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
<p>PREGUNTA 1.</p> <p>¿Qué pasara cuando se adiciona agua en cada uno de los tubos de ensayo?</p>		

PREGUNTA 2. ¿Para usted que es una sustancia ácida?		
PREGUNTA 3. ¿Para usted que es una sustancia básica?		
PREGUNTA 4. ¿Presentan algún cambio las sustancias cuando se adiciona la tinta camaleónica?		
PREGUNTA 5. ¿Se pueden diferenciar las diferentes sustancias?		



Tomadas las predicciones individuales y grupales, deben ser socializadas y consignadas en el tablero.

A continuación el profesor realizará la práctica paso a paso. A cada grupo de estudiantes se le hará entrega de una hoja de resultados, donde deben consignar los resultados, análisis y conclusiones.

1. Describir brevemente el procedimiento que realizó el docente al realizarla práctica.	
2. Comparar las predicciones grupales con los resultados del experimento	
A. Por medio de dibujos muestre los tubos de ensayo en el primer momento.	
B. Por medio de dibujos muestre los tubos de ensayo en el segundo momento	
C. ¿Qué cambios se da cuando se adiciona la tinta camaleónica en cada tubo de ensayo?	

D. De las sustancias utilizadas ¿sabe cuáles son acidas y cuales son básicas?	
E. ¿La sustancia que se encuentra en el tubo de ensayo determina el color característico que se presenta?	

Como parte final, cada uno de los grupos debe llegar a unas conclusiones de acuerdo a la práctica realizada y deben ser socializadas.

	COLEGIO BRASILIA BOSA IED "FORMACIÓN INTEGRAL HACIA LA EXCELENCIA HUMANA Y LABORAL"	
	MACRO PROCESO ACADÉMICO	
	GUIAS DE APOYO ACADÉMICO	
IDENTIFICACIÓN AREA: Ciencias naturales y educación ambiental ASIGNATURA: Química GRADO: Once DOCENTE: Taller Demostrativo Tinta Camaleónica con sustancias de laboratorio.		

Objetivo: Conocer los momentos que se tiene en cuenta cuando se realiza una actividad experimental basándose en la metodología de aprendizaje activo.

Dirigido a: Estudiantes de ciclo V de educación básica secundaria. Edades: 14 -17 años.

Materiales

5 vasos de vidrio

2 pipetas de 10 mL

1 Erlenmeyer 1000 mL

1 frasco grande de ámbar o frasco oscuro.

Reactivos

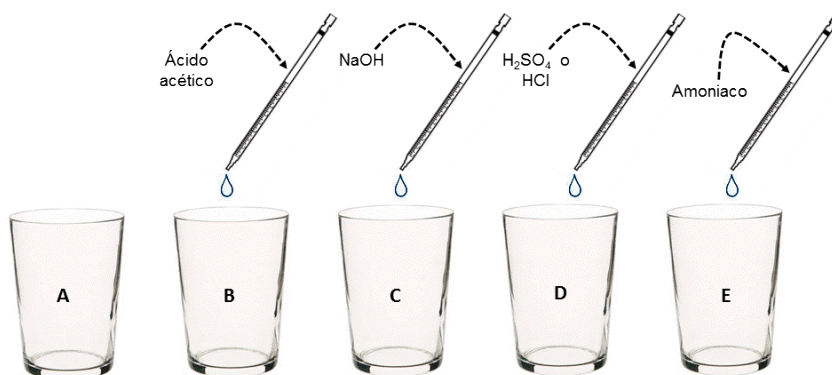
Ácido acético

Hidróxido de sodio o potasio

Ácido sulfúrico o ácido clorhídrico

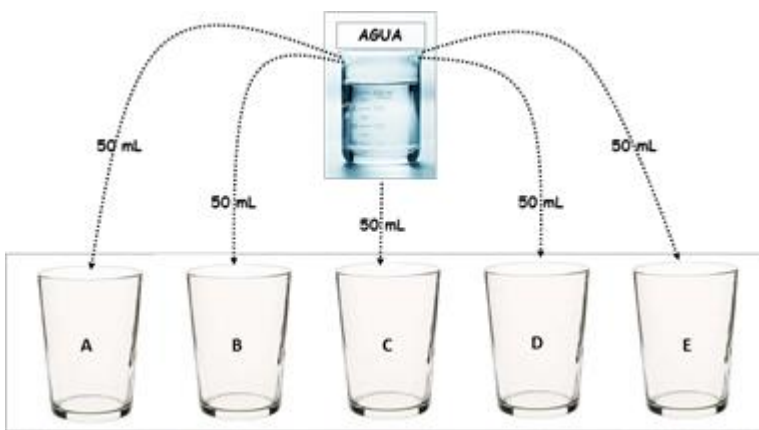
Amoniaco

Planteamiento del problema: esta práctica está dispuesta para 1 hora y 50 minutos, revise los tiempos del que dispone para la realización de la práctica garantizando que estos no afecten el cumplimiento de los objetivos.

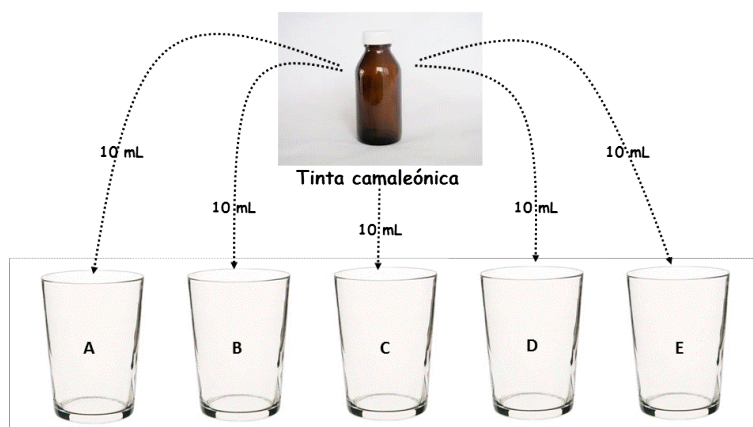


A cada uno de los vasos se adicionan las siguientes sustancias: en el vaso A no se adiciona nada, vaso B, se adiciona 5 mL de ácido acético, en el vaso C, se adicionan 5 mL de hidróxido de sodio, en el vaso D se adicionan 5 mL de ácido sulfúrico o ácido clorhídrico, en el vaso E, 5 mL de amoniaco.

Con ayuda de un Beaker se adicionan a cada uno de los vasos 50 mL de agua.



Posteriormente a cada uno de los vasos se adicionan 10 mL de la tinta camaleónica.



Analice las siguientes situaciones y contesta las siguientes preguntas.

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
PREGUNTA 1. ¿Qué pasara cuando se adiciona agua en cada uno de los vasos?		
PREGUNTA 2. ¿Para usted que es una sustancia ácida?		
PREGUNTA 3. ¿Para usted que es una sustancia básica?		

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
PREGUNTA 4. ¿Cuál es el papel del indicador ácido-base en la determinación del pH?		
PREGUNTA 5. ¿Qué cambios se darán cuando se adiciona la tinta camaleónica?		



Tomadas las predicciones individuales y grupales, deben ser socializadas y deben ser consignadas en el tablero.

A continuación el profesor realizará la práctica paso a paso. A cada grupo de estudiantes se le hará entrega de una hoja de resultados, donde deben consignar los resultados, análisis y conclusiones a las que se llegó después de que el maestro desarrollo paso a paso la práctica.

1. Describa brevemente el procedimiento que realizó el maestro al realizarla práctica.	
2. Compara las predicciones grupales con los resultados del experimento	
A. Por medio de dibujos muestre los vasos en el primer momento.	
B. Por medio de dibujos muestre los vasos en el segundo momento	
C. ¿Qué cambios se da cuando se adiciona la tinta camaleónica en cada vaso?	

D. De las sustancias utilizadas ¿sabe cuáles son acidas y cuales son básicas?	
E. ¿La sustancia que se encuentra en el vaso determina el color característico que se presenta?	

D. Anexo: Actividades Experimentales

	<u>Colegio Brasilia Bosa I.E.D</u>	
	"Formación integral hacia la excelencia humana y laboral"	
	proceso académico	
	Guías de apoyo académico	
<u>Identificación</u>		
Área: Ciencias naturales y educación ambiental		Asignatura: Química
Grado: Once		
Docente:		
Practica I: Preparación del indicador ácido-base casero		

Objetivo: Identificar la metodología empleada para la obtención de indicadores ácido-base a partir de repollo morado y pétalos de rosas rojas.

Dirigido a: Estudiantes de ciclo V de educación básica secundaria. Edades: 14 -17 años.

Materiales

2 vasos de precipitado de 500 ml

2 mortero y pistilo

5 vasos de vidrio

2 pipetas de 10 mL

1 embudo de filtración

1 papel filtro

1 termómetro

2 matraz

2 frascos o botellas oscuras

Reactivos

200 gramos de repollo

200 gramos de rosas rojas (5 o 6 rosas)

Planteamiento del problema: esta práctica está dispuesta para 1 hora y 50 minutos, revise los tiempos del que dispone para la realización de la práctica garantizando que estos no afecten el cumplimiento de los objetivos.

1. Preparación del indicador ácido-base a partir de repollo morado.

Cada grupo de estudiantes alrededor de 4 integrantes se organizaran para la realización de esta práctica. El docente podrá organizar la cantidad de integrantes de los grupos dependiendo el número de estudiantes por curso y las condiciones con las que cuenta en el laboratorio de la institución.

Metodología

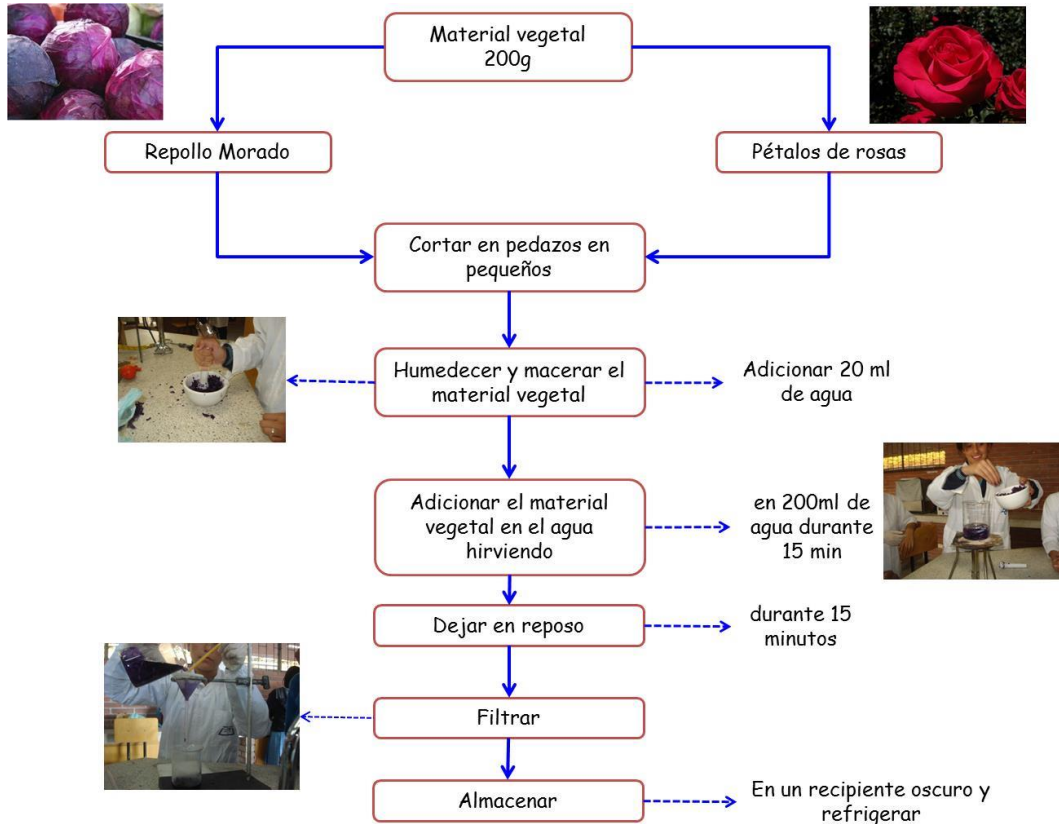
- Con ayuda de la balanza pesar la cantidad indicada anteriormente del repollo morado.
- Cortar las hojas del repollo en pedazos pequeños e ir adicionándolas en el mortero.
- Humedecer las hojas de repollo adicionando 20 ml de agua; con ayuda del pistilo macerar.
- Colocar en el vaso de precipitado 200 ml de agua y calentar hasta alcanzar el punto de ebullición.
- Cuando el agua llegue al punto de ebullición adicionar el contenido del mortero y dejar hervir durante 15 minutos.
- Posteriormente el contenido del vaso de precipitado se baja de la llama y se deja en reposo hasta que el contenido alcance la temperatura ambiente.
- Filtrar el contenido para separar el las sustancias solidas del extracto obtenido.
- Almacenar en un recipiente de vidrio o plástico oscuro en una nevera, para ser utilizado en la siguiente sesión.
- Para la preparación del indicador ácido-base de pétalos de rosas rojas se debe repetir el proceso utilizado con el repollo morado.

2. Preparación del indicador ácido-base de repollo y pétalos de rosas rojas con alcohol.

- Con ayuda de la balanza pesar la cantidad indicada anteriormente del repollo morado.
- Cortar las hojas del repollo en pedazos pequeños e ir adicionándolas en el mortero.
- Humedecer las hojas de repollo adicionando 20 ml de alcohol; con ayuda del pistilo macerar hasta completar 300 ml de alcohol.

- Macerar hasta que el alcohol tome una coloración morada. (durante 10 min)
- Para la preparación del indicador ácido-base de pétalos de rosas rojas, repetir los anteriores pasos.

Metodología obtención de indicadores ácido-base.



Analice las siguientes situaciones y contesta las siguientes preguntas.

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
<p>PREGUNTA 1.</p> <p>¿Qué importancia tiene el cortar el material vegetal en</p>		



pedazos pequeños?		
PREGUNTA 2. ¿Qué es solubilidad?		
PREGUNTA 3. ¿Qué sucederá cuando se adiciona el material vegetal en agua hirviendo?		
PREGUNTA 4. ¿Qué es filtración?		
PREGUNTA 5. ¿Por qué debe almacenar en un recipiente oscuro la disolución obtenida?		

Tomadas las predicciones individuales y grupales, deben ser socializadas y deben ser consignadas en el tablero.

A continuación cada grupo de estudiantes realizarán la práctica y se hará entrega de la hoja de resultados, donde deben consignar los resultados, análisis y conclusiones a las con el desarrollo paso a paso la práctica.

1. Describa brevemente los procedimientos que realizaron en la práctica.	
2. Comparar las predicciones grupales con los resultados del experimento	
A. ¿Qué es una extracción solido- líquido?	

<p>B. Describa que cambios se dieron en la coloración del agua, explique porque suceden.</p>	
<p>C. ¿Qué importancia tiene el uso de agua o alcohol como solvente para realizar la extracción de los pigmentos?</p>	
<p>D. ¿Qué característica tiene el agua que es fundamental en la extracción?</p>	
<p>E. ¿Qué factores pueden alterar la composición de la disolución obtenida?</p>	

	Colegio Brasilia Bosa I.E.D	
	"Formación integral hacia la excelencia humana y laboral"	
	proceso académico	
	Guías de apoyo académico	
Identificación		
Área: Ciencias naturales y educación ambiental		Asignatura: Química
Grado: Once		
Docente:		
Practica II: Identificación del pH de sustancias caseras.		

Objetivo: Clasificar diferentes sustancias o productos de la vida cotidiana como ácidos, básicos o neutros, por medio de un indicador ácido-base.

Dirigido a: Estudiantes de ciclo V de educación básica secundaria. Edades: 14 -17 años.

Materiales

12 tubos de ensayo
18 pipetas de 10 ml
16 gradillas
Cinta de enmascarar
Marcador

Reactivos

Ácido muriático comercial
Vinagre
Aspirina
Bicarbonato de sodio
Jabón líquido para manos
Agua oxigenada
Crema dental
Cerveza
Leche de magnesia
Pinolina
Clorox
Soda caustica solida o liquida

Planteamiento del problema: esta práctica está dispuesta para 1 hora y 50 minutos, revise los tiempos del que dispone para la realización de la práctica garantizando que estos no afecten el cumplimiento de los objetivos.

Metodología

1. Cada uno de los grupos tomara los tubos de ensayo y con ayuda de la cinta de enmascarar numerara o los tubos de ensayo de uno a doce de acuerdo al orden de las sustancias utilizadas. A continuación se sugiere el orden de las sustancias.



Ácido muriático



Vinagre



Aspirina



Bicarbonato de sodio



Jabón líquido



Cerveza



Crema dental



Agua oxigenada



Leche de magnesia



Pinolina



Clorox

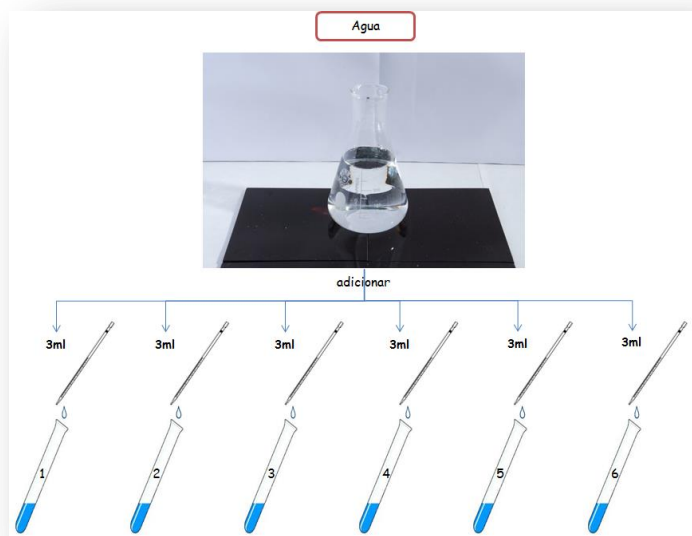


Soda caustica

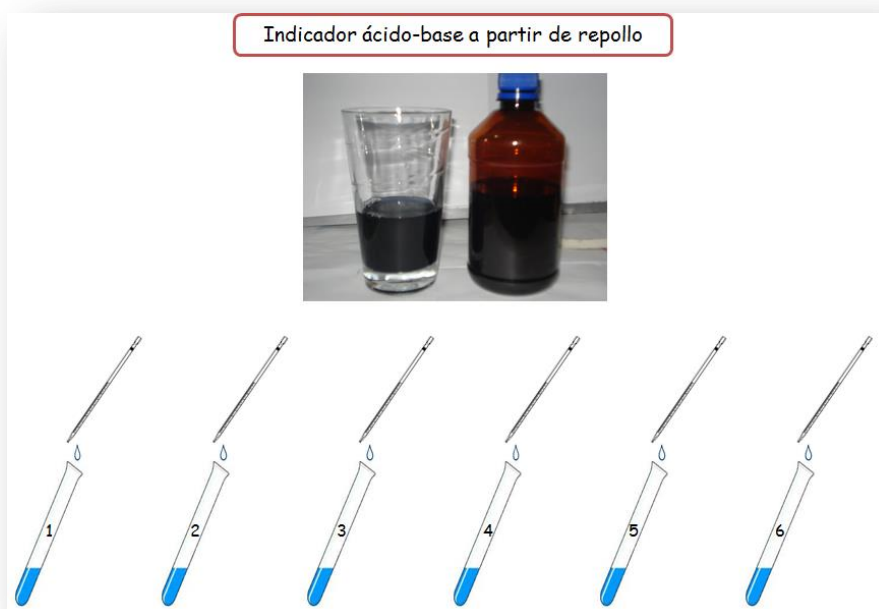


2. Cada uno de los grupos de tomar 3 ml de cada una de las sustancias y adicionarlas en los tubos anteriormente marcados. Teniendo precaución en especial con las sustancias 1 y 12 (ácido muriático y la soda caustica).

3. Adicionar 3 ml de agua en cada uno de los tubos marcados.



4. En cada uno de los tubos se adicionara 3 ml de indicador ácido- base obtenido a partir del repollo morado.



Posteriormente se debe repetir el proceso pero con el indicador acido-base obtenido con los pétalos de rosas rojas.

Analice las siguientes situaciones y contesta las siguientes preguntas.

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
PREGUNTA 1. ¿Qué colores presentan las diferentes sustancias?		
PREGUNTA 2. ¿Cuándo se adiciona agua en cada uno de los tubos las sustancias sufren algún cambio?		
PREGUNTA 3. ¿De qué depende el color de los indicadores ácido-base casero?		

PREGUNTA 4. ¿Cuándo se adiciona el indicador ácido-base en cada uno de los tubos que coloración presentara?		
PREGUNTA 5. ¿El tipo de coloración depende de la sustancia en la que se encuentra el indicador?		




Tomadas las predicciones individuales y grupales, deben ser socializadas y deben ser consignadas en el tablero.

A continuación cada grupo de estudiantes realizaran la práctica y se hará entrega de la hoja de resultados, donde deben consignar los resultados, análisis y conclusiones a las con el desarrollo paso a paso la práctica.

1. Describa brevemente los procedimientos que realizaron en la práctica.

2. Comparar las predicciones grupales con los resultados del experimento	
A. ¿Explica que sucede cuando se adiciona agua en cada uno de los tubos?	
B. ¿Qué colores presentan las sustancias acidas cuando se adiciona el indicador ácido-base?	
C. ¿Qué colores presentan las sustancias básicas cuando se adiciona el indicador ácido-base?	
D. ¿A qué se debe los diferentes colores en cada uno de los tubos de ensayo?	

<p>E. ¿Cuál es el papel del indicador acido-base en la identificación del pH de una sustancia?</p>	
--	--

	Colegio Brasilia Bosa I.E.D	
	“Formación integral hacia la excelencia humana y laboral”	
	proceso académico	
	Guías de apoyo académico	 
Identificación		
Área: Ciencias naturales y educación ambiental		Asignatura: Química
Grado: Once		
Docente:		
Practica III: Elaboración de papel indicador a base de extractos obtenidos a partir de repollo morado y pétalos de rosas rojas.		

Objetivo: Elaborar papel indicador con base en extractos vegetales para identificar el carácter ácido o básico de algunas sustancias.

Dirigido a: Estudiantes de ciclo V de educación básica secundaria. Edades: 14 -17 años.

Materiales	Reactivos	
Capsulas de porcelana.	Jugo de limón	Jabón
Embudo de filtración	Vinagre	Leche de magnesia
Aro	Bicarbonato de sodio	Hidróxido de sodio
Soporte universal	Indicador ácido-base de repollo morado	
Papel filtro	Indicador ácido-base de pétalos de rosas rojas	
Agitador		
Beaker de 500ml		
Beaker de 50 ml		
Colores		

Planteamiento del problema: esta práctica está dispuesta para 1 hora y 50 minutos, revise los tiempos del que dispone para la realización de la práctica garantizando que estos no afecten el cumplimiento de los objetivos.

Metodología

1. Los estudiantes deben preparar el extracto vegetal en sus casas y deben almacenarlo en recipientes oscuros, esta preparación se debe hacer utilizando como solvente 300 ml.
2. Filtrar el extracto vegetal para eliminar material sólido presente.
3. Concentrar los extractos al baño de maría, si se dispone de una plancha de calentamiento concentrar a 40 °C, si no se cuenta con una plancha, calentar agua hasta el punto de ebullición, bajar de la llama y colocar el Beaker con el extracto.

4. Cortar tiras de papel filtro cuyas dimensiones sean de un centímetro de ancho por cuatro centímetros de largo.
5. Sumergir las tiras de papel filtro en cada uno de los indicadores elaborados y dejar secar a temperatura ambiente.
6. Colocar 5 ml de cada una de las sustancias propuestas en cada uno de los tubos de ensayo numerados así: Tubo 1(jugo de limón), Tubo 2 (vinagre), Tubo 3 (bicarbonato de sodio), Tubo 4 (leche de magnesia), Tubo 5 (jabón), Tubo 6 (hidróxido de sodio).
7. Adicionar 5 ml de agua en cada uno de los tubos donde se encuentran las muestras.
8. Sumergir las tiras de papel preparadas previamente en cada uno de los tubos de ensayo.

Analice las siguientes situaciones y contesta las siguientes preguntas.

Preguntas	Predicciones individuales	Predicciones grupales
PREGUNTA 1. ¿Qué es evaporación?		
PREGUNTA 2. ¿Qué es una disolución concentrada?		

PREGUNTA 3. ¿De las sustancias utilizadas cuales tienen carácter ácido?		
PREGUNTA 4. ¿De las sustancias utilizadas cuales tienen carácter básico?		
PREGUNTA 5. ¿Qué cambios presentaran las tiras de papel preparadas al entrar en contacto con las sustancias utilizadas?		

Tomadas las predicciones individuales y grupales, deben ser socializadas y deben ser consignadas en el tablero.

A continuación cada grupo de estudiantes realizaran la práctica y se hará entrega de la hoja de resultados, donde deben consignar los resultados, análisis y conclusiones a las con el desarrollo paso a paso la práctica.

1. Describa brevemente los procedimientos que realizaron en la práctica.	
2. Compara las predicciones grupales con los resultados del experimento	
A. ¿Qué coloración presentan las tiras de papel impregnadas con los diferentes extractos? dibújelas.	
B. por medio de dibujos muestre que sucede cuando las tiras de papel indicador (repollo morado) entran en contacto con las sustancias	

<p>C. ¿Por medio de dibujos muestre que sucede cuando las tiras de papel indicador (pétalos de rosas rojas) entran en contacto con las sustancias?</p>	
<p>D. ¿Qué sustancias presentan carácter ácido?</p>	
<p>E. ¿Qué sustancias presentan carácter Básico?</p>	

E. Anexo: Resultados uso de los indicadores ácido-base de repollo morado y pétalos de rosas rojas

Actividades demostrativas con el indicador ácido-base de repollo morado.



Actividad demostrativa No 1

Indicadores de pH caseros

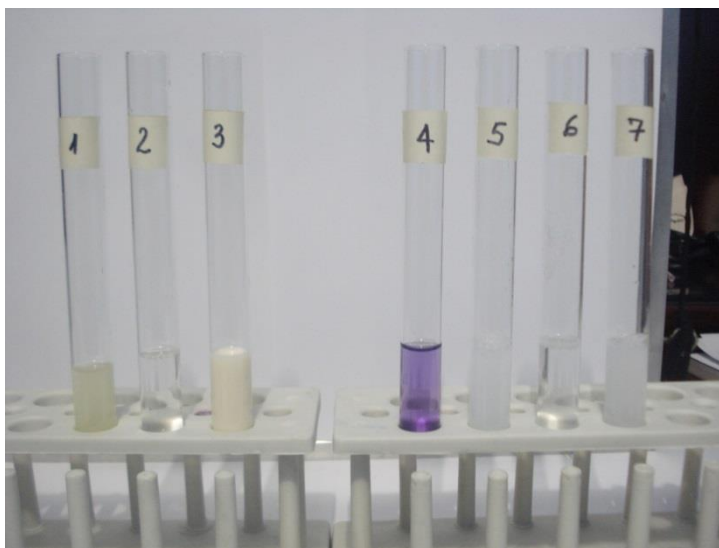


Indicador ácido-base de repollo morado.



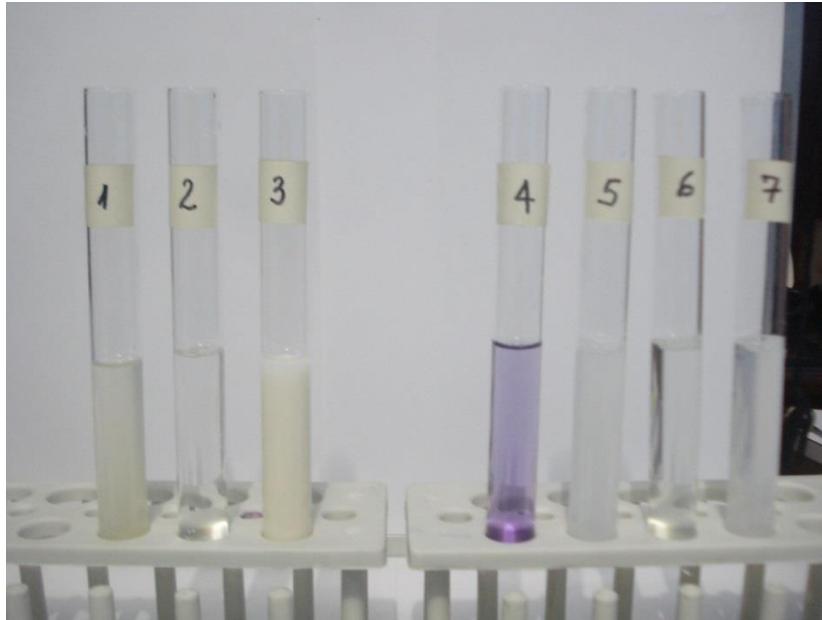
Indicador ácido-base de pétalos de rosas rojas

Aspecto inicial de las sustancias utilizadas.

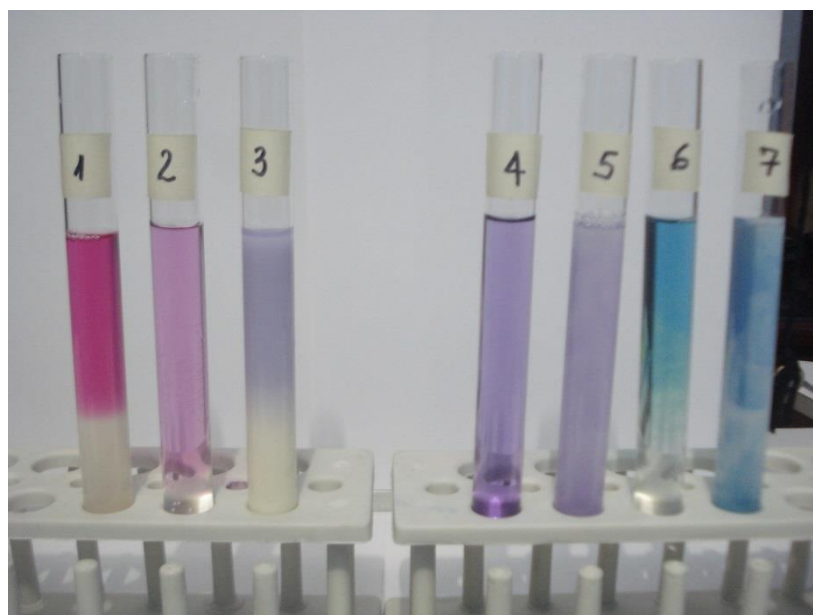


Tubo 1 (jugo de limón), Tubo 2 (Sprite), Tubo 3 (leche), Tubo 4 (indicador), Tubo 5 (champú), Tubo 6 (detergente de ropa), Tubo 7 (jabón de cuerpo).

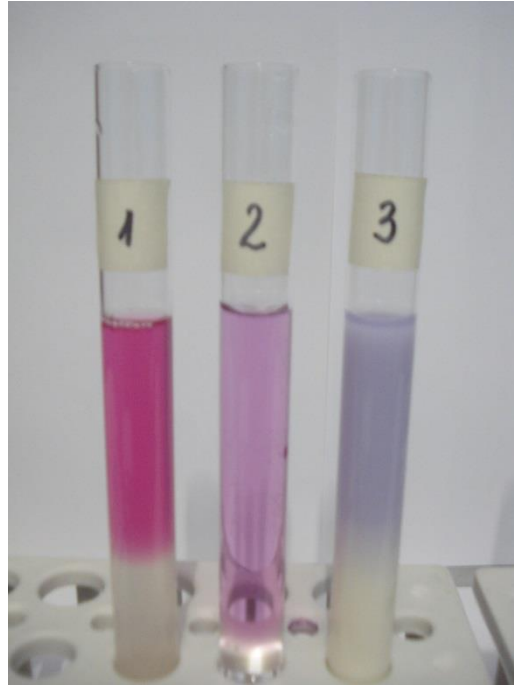
Aspecto de las sustancias después de adicionada la cantidad de agua establecida.



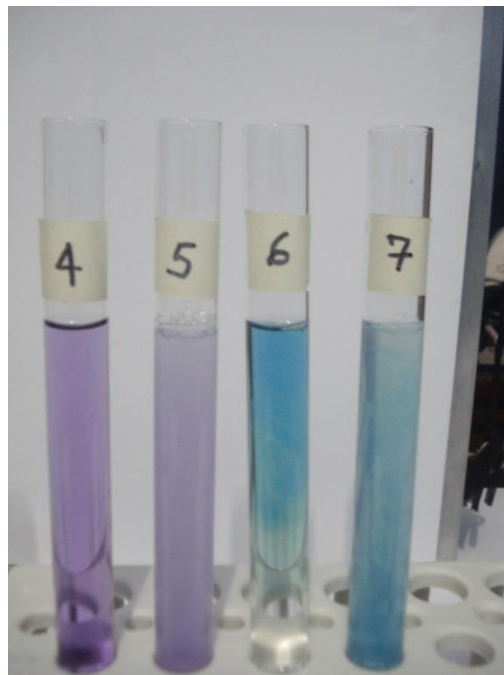
Coloración de las sustancias después de adicionada el indicador ácido-base de repollo morado (solvente agua).



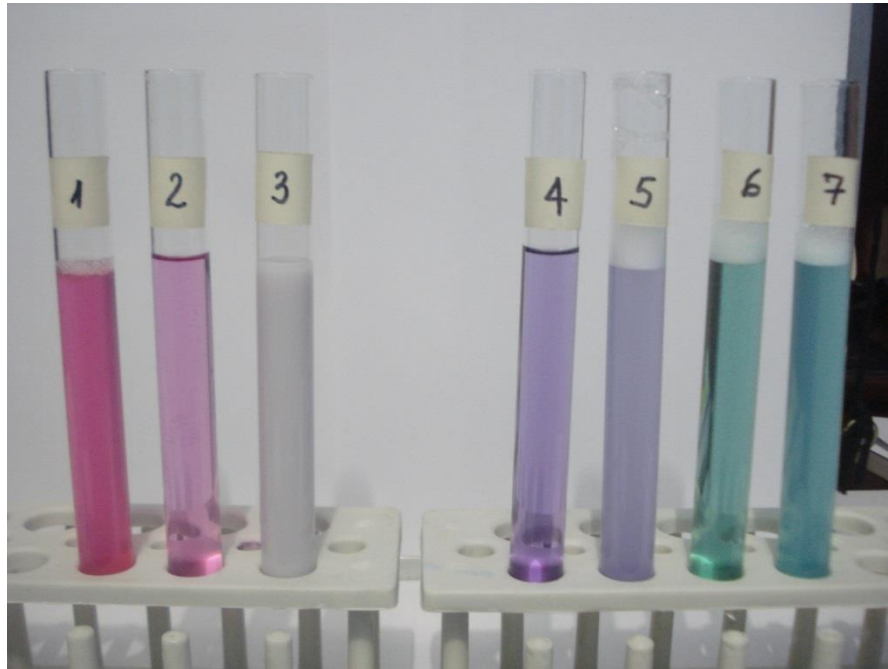
Coloración sustancias 1 a 3 después de adicionar el indicador (solvente agua).



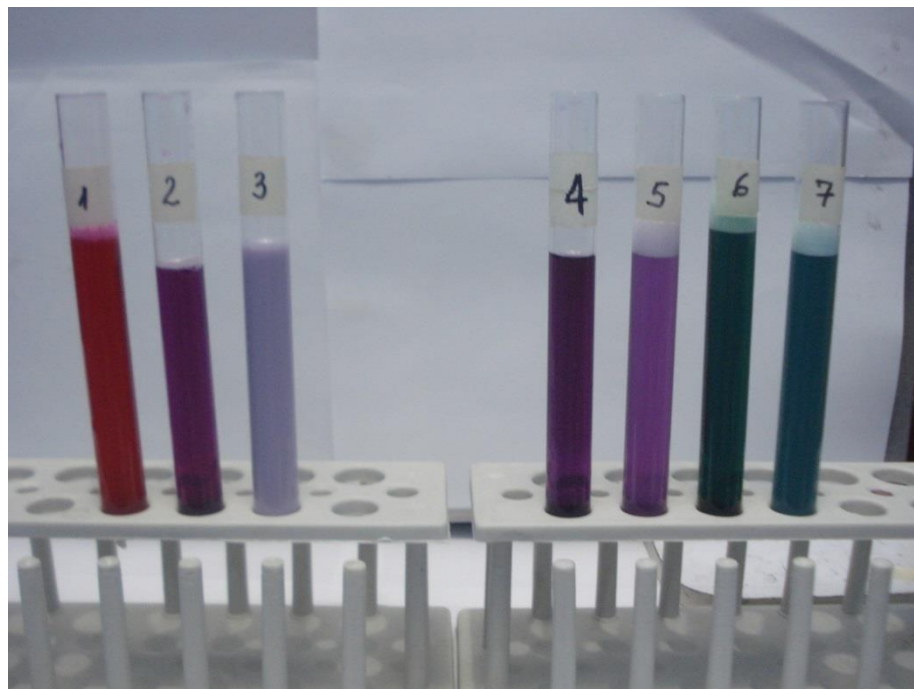
Coloración sustancias 1 a 3 después de adicionar el indicador (solvente agua).



Coloración sustancias 1 a 7 después de adicionar el indicador y agitar (solvente agua).

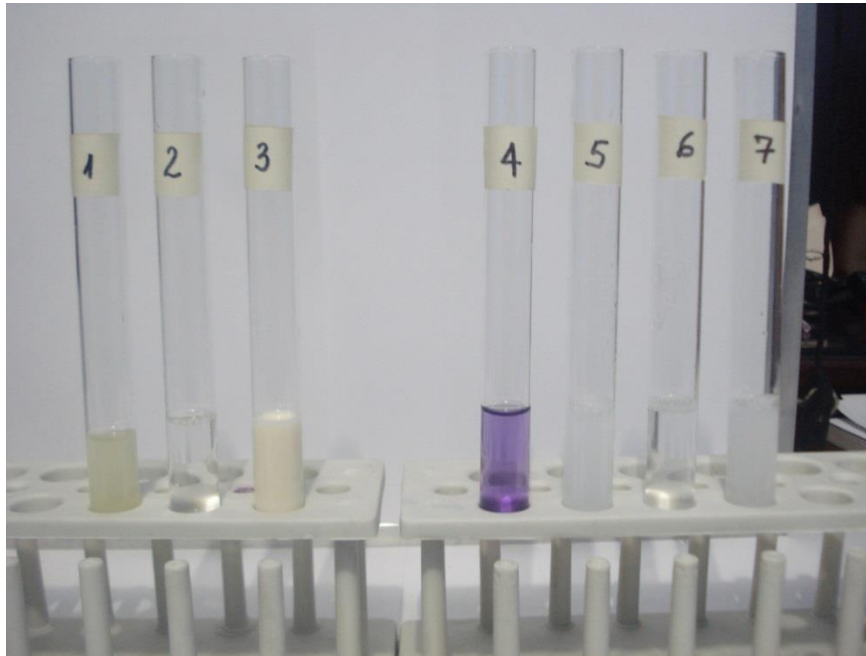


Coloración sustancias 1 a 7 después de adicionar el indicador de repollo utilizando como solvente alcohol después de agitar.

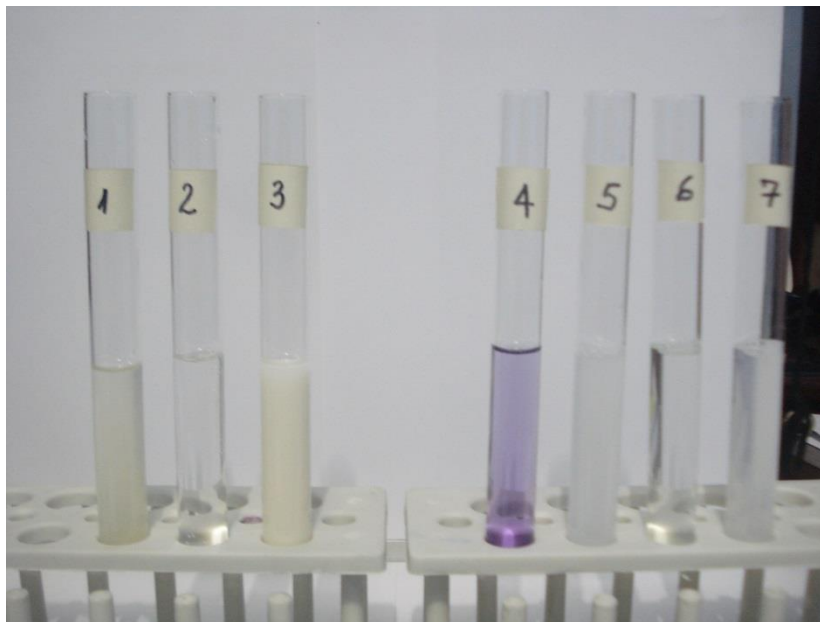


Resultados de la practica con indicador ácido-base de pétalos de rosas rojas.

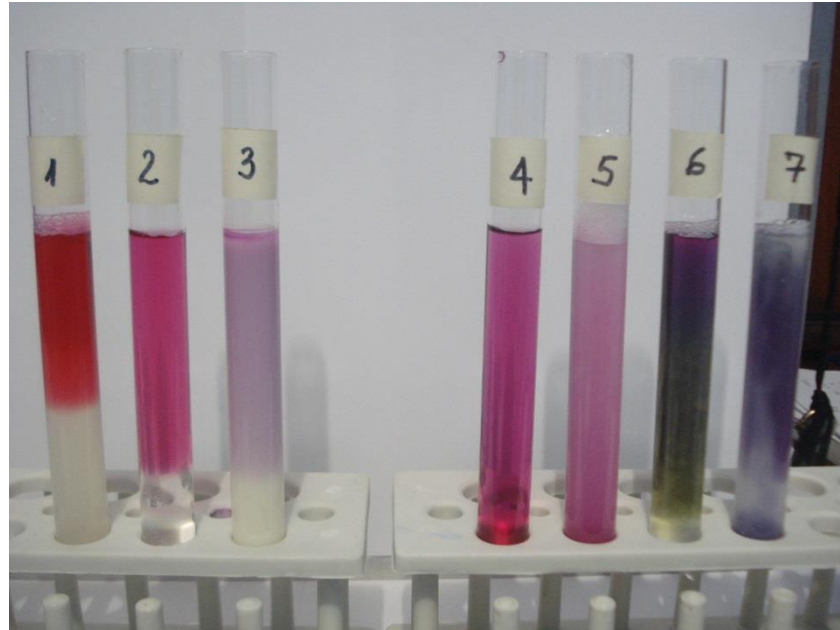
Aspecto inicial de las sustancias utilizadas.



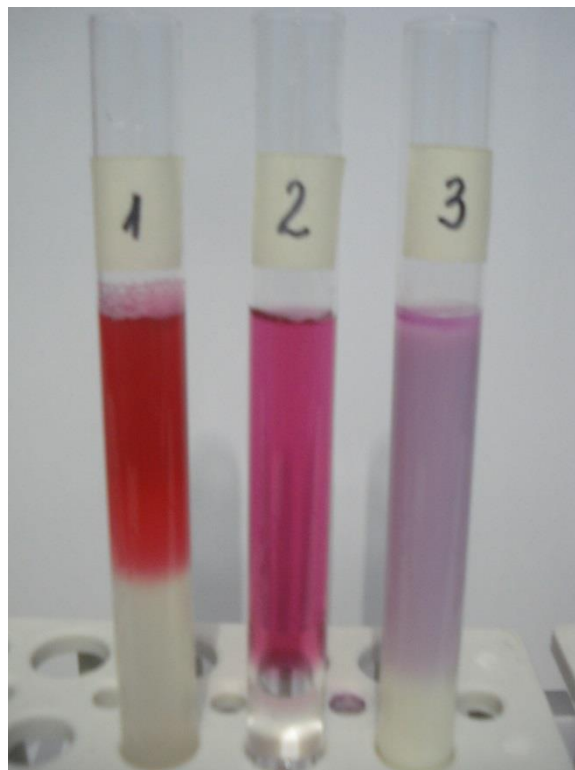
Aspecto de las sustancias después de adicionada la cantidad de agua establecida.



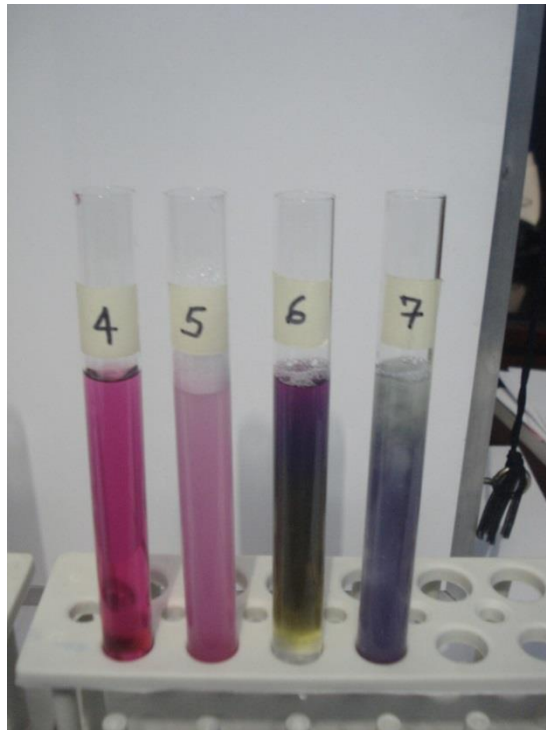
Coloración de las sustancias después de adicionada el indicador ácido-base pétalos de rosas rojas.



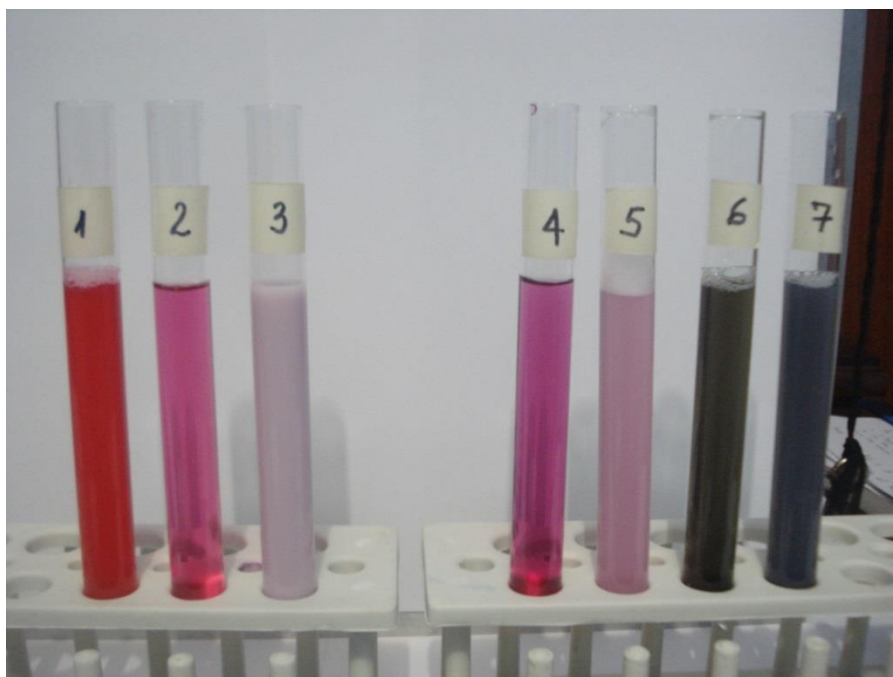
Coloración sustancias 1 a 3 después de adicionar el indicador ácido-base pétalos de rosas rojas.



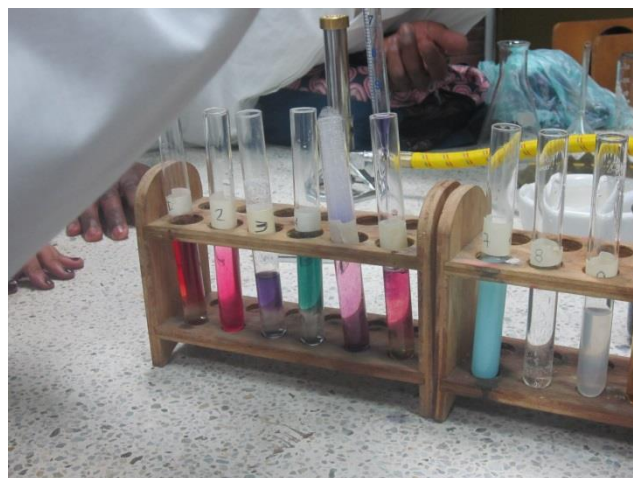
Coloración sustancias 1 a 3 después de adicionar el indicador acido-base de pétalos de rosas rojas.



Coloración sustancias 1 a 7 después de adicionar el indicador y agitar.



Resultados practica II utilizando indicador de pH casero de repollo morado utilizando como solvente agua.



Bibliografía

- [1] ACEVES-NAVARRO, E. Análisis de la teoría aceptada sobre la disociación del agua. *Agricultura sociedad y desarrollo*. 2(2) (2005), 65 -73.
- [2] ATKINS, P., & De Paula J. (2008). *Fisicoquímica*. Madrid. Medica panamericana S.A. p 200.
- [3] BOWER, V., Y BATES, R. pH Values of the Clark and Lubs Buffer Solutions at 25 °C. *Journal of Research of the National Bureau of Standards*. 55(4) (1955), 197.
- [4] BROWN, T., LEMAY, H., y B, Y. (2004). *Química: La ciencia central*. México. Pearson Prentice Hall. Pp. 613-614.
- [5] CHANG, R. (2011). *Química*. Mexico: McGrawHill. Pp 617-618.
- [6] CHANG, R. (2008). *Fisicoquímica*. México. Mc Graw Hill. P 403.
- [8] CHAGAS, P., Aécio. O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século xx. *Química Nova*, 23(1) (2000), 126- 133.
- [9] CONNORS, K. (1981). *Curso de análisis farmacéutico*. Reverte s.a. Pp 36-39.
- [10] GARCIA, J., TEIJON, J., OLMO, R., y A, C. (1996). *Química teoría y problemas*. Albacete: Tébar Flores. Pp. 133-134.
- [11] GARZÓN, G. A. Las antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos: revisión. *Acta biológica colombiana*. 13(3) (2008), 29.
- [12] HEREDIA, S. Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Revista Eureka sobre enseñanza y divulgación de las ciencias*. 3(1) (2006), 89-103.
- [13] HINES, W., y DE LIVIE, R. The early Development of electronic pH-meters. *Journal of Chemical education*. 87(11) (2010), 1143-1153.

- [14] LAIDLER, K., y MEISER, J. (2005). Físicoquímica. México. Compañía editorial continental. Pp. 146-147.
- [15] LANGUE, A., y POTGIETER, J. Acid and base dissociation constante of wáter and it´s associated ions. Journal of Chemical education. 68(4) (1991), 304-305.
- [16] LOPEZ, T., BROTTTO, D., y ROSSI, A. Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução?. Química Nova, 25(4) (2002), 684- 688.
- [15] MCMURRY, F. Y FAY, R. (2004). Chemistry. Estados unidos. Prentice Hall
- [16] MEBANE, C., y RYBOLT, T. Edible acid-base indicators. Journal of Chemical education. 62(4) (1985), 285.
- [17] MINISTERIO DE EDUCACION NACIONAL. Serie de lineamientos curriculares: Ciencias naturales y educación ambiental. Colombia. 1998. 200p.
- [18] MURILLO, J. (2005). Colores mutantes. Ciudad real- España. Universidad de Castilla-La Mancha, 4-5.
- [19] PEREIRA, A. O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século xx. Química Nova. 23(1) (2000), 126-132.
- [20] PEREIRA D, W., Y PACHECO, R. (2010). Educação em Química: compromisso com a cidadania. Brasil. Unijuí. Pp 11, 128.
- [21] PETRUCCI, R., y HARWOOD, W. (1999). Química general: principios y aplicaciones modernas. Madrid. Prentice Hall. Pp. 586-587.
- [22] SANCHEZ, P., y SANZ, M. (1985). Química analítica básica. España. Universidad de salamanca. p 141.
- [23] SILBERMAN, M. (1998). Aprendizaje activo: 101 estrategias para enseñar cualquier tema. Argentina. Troquel S.A. Pp 39-40
- [24] SCHWARTS, S., y POLLISHUKE, M. (1995). Aprendizaje activo: una organización de la clase centrada en alumnado. Madrid. Marcea S.A. p 19.
- [25] SKOOG, D., WEST, D., HOLLER, F., y C, S. (2005). Fundamentos de química analítica. México. Thomson. Pp. 374-376.

- [26] SZABADVÁRY, F. Development of the pH Concept: A historical survey. *Journal of Chemical of education*. 41(2) (1964),105-107.
- [27] SZABADVÁRY, F. Indicators: A historical perspective. *Journal of Chemical of education*.41(5) (1964), 285-287.
- [28] VALENZUELA, C. (1994). *Química general: Introducción a la química teórica*. España. Universidad de salamanca. p 503.
- [29] VICENTE, S., Y TIRAPO, A. *Resistencia de los alumnos al aprendizaje activo*. Zaragoza *UNIVERSIDAD DE ZARAGOZA* p 4.
- [30] TAWA, G., y PRATT, L. Theoretical calculation of the water ion product Kw. *Journal of Chemical education*. 117(5) (1995), 1625-1628.
- [31] TIMBERLAKE, K., y TIMBERLAKE, W. (2008). *Química*. México. Pearson Prentice Hall. Pp. 468-472.
- [32] YURKANIS, B. P. (2007). *Fundamentos de Química orgánica*. Mexico: Pearson educación