

Universidad Rafael Landívar
Facultad de Ingeniería
Ingeniería en Industria de Alimentos
Laboratorio de Química III, Sección 3
Catedrática: Mgtr. Silvia Zucely Castillo Monterroso
Auxiliar Ricardo Alfonso Velásquez Hernández

PRÁCTICA No. 04 (Parte A)
“INDICADORES ÁCIDO BASE Y PREPARACIÓN DE UN INDICADOR DE
COL MORADA”

Bran Samayoa, Carlos Rodrigo
1142622

Guatemala, 13 de octubre de 2022

ÍNDICE

| | |
|--------------------------------------|----|
| INTRODUCCIÓN | i |
| FUNDAMENTO TEÓRICO | 1 |
| MARCO TEÓRICO | 1 |
| ÁCIDOS Y BASES | 1 |
| FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES | 1 |
| EL AGUA Y SUS PROPIEDADES ÁCIDO-BASE | 2 |
| ESCALA DE pH | 2 |
| PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE SALES | 3 |
| INDICADORES ÁCIDO-BASE | 3 |
| TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD: | 5 |
| OBJETIVOS | 13 |
| OBJETIVO GENERAL | 13 |
| OBJETIVOS ESPECÍFICOS | 13 |
| METODOLOGÍA | 14 |
| REACCIONES | 17 |
| REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS | 19 |
| LIBROS | 19 |
| E-GRAFÍAS | 19 |

INTRODUCCIÓN

La práctica de laboratorio No. 04 denominada “Indicadores Ácido Base y Preparación de un Indicador de Col Morada”, se realizará el jueves 13 de octubre del 2022. El objetivo general es comprobar la forma en que diferentes indicadores ácido-base otorgan el valor estimado del pH de una sustancia, por medio del cambio en el color de los indicadores al reaccionar con la sustancia que se quiere analizar.

Como objetivos específicos, se preparará un indicador ácido-base de col morada, con un mínimo de 24 horas de anticipación, para se mezclado con distintas sustancias de carácter ácido y básico. Se estimará el pH de varias sustancias, a través del color de viraje de los siguientes indicadores ácido-base: fenolftaleína, rojo de metilo, azul de bromotimol, azul de timol, y el indicador natural de col morada. Se anotará el pH estimado de diferentes sustancias, haciendo uso del papel tornasol y su escala de colores.

El pH es una medida, la cual informa acerca del nivel de acidez que posee una sustancia cuando se encuentra en disolución. La escala de pH empieza en 0 y acaba en 14, donde se consideran como ácidos las sustancias que tienen un pH inferior a 7, y se consideran bases las sustancias que tienen un pH superior a 7. Una forma de estimar el pH de una sustancia es por medio de los indicadores ácido-base, ya que estos cambian de color al agregarles o extraerles un ion hidrógeno, donde cada indicador tiene su propia escala de colores que indican si una sustancia es ácida o básica (Chang y Overby, 2020, pág. 664).

La práctica se completará en tres partes. En la primera parte, realizará un indicador ácido-base natural de col morada, la cual se preparará con 24 horas de anticipación, para ser usada con los demás indicadores. La segunda parte consistirá en estimar los valores de pH de distintas sustancias, por medio del color de viraje de los indicadores ácido-base, donde se usarán fenolftaleína, rojo de metilo, azul de bromotimol, azul de timol y el indicador de col morada. En la última parte, se encontrará el pH estimado de las mismas sustancias de la parte anterior, con la diferencia que se estimará el pH usando papel tornasol y la escala de pH que la acompaña.

La importancia de la practica radica en que, los ácidos y las bases son sustancias con las que las personas conviven todos los días, y conocer el valor de pH de estas sustancias (aunque sea estimado) sirve para producir sustancias acordes a las necesidades que se requieran, teniendo en cuenta que hay ácidos y bases más fuertes que otras. A través del conocimiento del pH de las sustancias se puede determinar que tan marcadas estarán las propiedades de estas y así usarlas en las situaciones adecuadas, por ejemplo, para un jabón de manos, se buscará usar una sustancia con un pH cercano a 12.

FUNDAMENTO TEÓRICO

MARCO TEÓRICO

ÁCIDOS Y BASES

Los ácidos y las bases son tipos de sustancias que se encuentran muy presentes en el día a día de todas las personas y muy comunes en la naturaleza. Al ser sustancias tan comunes, se realizaron distintas interpretaciones de lo que es un ácido y de lo que es una base. Una de las definiciones más importantes sobre lo que son los ácidos y las bases la realizó el químico sueco Svante Arrhenius. Para Arrhenius, un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, libera iones hidrógeno (H^+), también llamados hidrones. Siguiendo con las bases, Arrhenius definió a estas como las sustancias las cuales, al momento de disolverse en agua, forman iones hidróxido (OH^-). Algunas de las propiedades de los ácidos son el sabor agrio que tienen, el cambio de color en pigmentos vegetales, la conducción de electricidad, entre otras propiedades. Las bases tienen otras propiedades, su sabor es amargo, se resbalan con facilidad, cambian el color de los colorantes vegetales, también conducen electricidad, entre otras propiedades (Chang y Overby, 2020, pág. 130).

Otra definición de ácidos y bases está dada por la teoría de Brønsted-Lowry, la cual fue postulada en 1923 por el químico danés Johannes Brønsted y el químico británico Thomas Lowry. Esta teoría fue hecha debido a que la definición de Arrhenius se limitaba únicamente a disoluciones acuosas. La teoría explica que un ácido es una sustancia que da protones y una base es una sustancia que recibe protones, donde los protones no son las partículas cargadas positivamente (es imposible el intercambio de electrones), si no que protones se les llama a los hidrones (H^+). De esta teoría nace el concepto de par conjugado, las cuales son sustancias resultantes de cuando un ácido pierde un protón (base conjugada), o al contrario, de cuando una base adquiere un protón (ácido conjugado) (Petrucchi, Herring, Madura y Bissonnette, 2011, pág. 698-699).

Gilbert Lewis proporciona otra definición acerca de bases y ácidos, Lewis dispuso que, para que el modelo de Brønsted-Lowry funcione, una sustancia receptora de protones debía tener al menos un par de electrones no apareados para enlazarse con un protón. Por tal comportamiento, Lewis realizó una nueva definición para ácidos y bases, donde para él un ácido es una sustancia receptora de pares de electrones y una base es una sustancia donadora de pares de electrones (Brown, LeMay, Bursten y Burdge, 2004, pág. 648).

FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES

No todos los ácidos ni todas las bases actúan de la misma manera al disolverse en agua, ya que algunos ácidos son mejores cedentes de protones que otros ácidos, al igual que algunas bases son mejores receptores de protones que otras bases. La fuerza de un ácido es inversamente proporcional a la fuerza de su base conjugada, ya que mientras más fuerte sea un ácido, más débil será su base conjugada, lo mismo sucede para las bases fuertes, sus ácidos conjugados son más débiles. Cuando se habla de si una base o ácido es fuerte, se hace con referencia al agua. Si un ácido conjugado es fuerte, quiere decir que es capaz de cederle protones al agua, y si es débil, se le dificulta donarle protones o no está en capacidad de hacerlo. El mismo concepto aplica para las bases conjugadas, si es fuerte, está en capacidad de extraer un protón del agua, y si es débil, quiere decir que le cuesta adquirir un protón del agua o no es capaz de hacerlo. (Brown, et al., 2004, pág. 618).

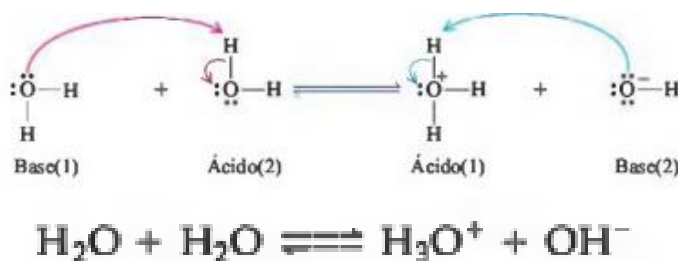
Empezando con los ácidos, los ácidos denominados como fuertes son aquellos que se ionizan por completo al disolverse en agua, siendo estos los siguientes: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_3$ y $HClO_4$. Por el contrario, los ácidos débiles son todos aquellos que se ionizan de manera parcial al disolverse en el agua, siendo esto todos aquellos ácidos que no son ácidos fuertes. Para las bases sucede algo muy parecido, las bases fuertes son aquellas que se ionizan por completo en el agua, siendo estas todos los hidróxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos, con excepción del hidróxido de magnesio. Las bases débiles, entonces, son aquellas bases que se ionizan de manera parcial en el agua, siendo estas todas aquellas que no son bases fuertes (Chang y Overby, 2020, pág. 670).

EL AGUA Y SUS PROPIEDADES ÁCIDO-BASE

El agua es una sustancia muy peculiar e importante, ya que es un disolvente capaz de actuar tanto como una base como un ácido, dependiendo de la sustancia con la cuál reaccione. El agua es un anfótero, los anfóteros son sustancias que pueden actuar como base o como ácido. El agua desempeña su labor de ácido cuando reacciona con una base, y funciona como base cuando reacciona con un ácido. El agua, a pesar de ser un electrólito débil, es capaz de reaccionar consigo misma y experimentar una ionización, donde reaccionan dos moléculas de agua, una como base y otra como ácido, formando así un ion hidronio (H_3O^+) y un ion hidróxido (OH^-). Esta es una reacción de carácter reversible, donde en la reacción inversa reaccionan los iones hidronio e hidróxido, siendo esta más importante que la reacción entre moléculas de agua. A este comportamiento se le llama autoionización del agua (Petrucci, et al., 2011, 703).

Figura No. 01

Autoionización del agua



Fuente: Petrucci, et al., 2011.

Como se puede observar, la autoionización del agua es un proceso en equilibrio, donde la constante de equilibrio es igual al producto de los iones hidronio e hidróxido, y se denota con el símbolo K_w . La concentración de los iones es igual cuando el agua es completamente pura, y mediante métodos experimentales se ha determinado que la concentración de estas sustancias, a 25°C , es igual a $1.0 \times 10^{-7}\text{M}$, por lo que la constante de equilibrio para la autoionización del agua, llamada producto iónico del agua, es igual a 1.0×10^{-14} . El producto de la concentración de los iones hidronio e hidróxido siempre debe dar 1.0×10^{-14} , y aplica para todas las disoluciones acuosas. El valor de las concentraciones de los iones hidronio e hidróxido indican si una disolución es básica o ácida. Si la concentración de iones hidronio es mayor a la de iones hidróxido, la disolución es ácida, y si la concentración de iones hidróxido es mayor, la disolución es básica (Brown, et al., 2004, pág. 620).

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Fuente: Brown, et al., 2004.

ESCALA DE pH

Las concentraciones de los iones hidronio e hidróxido son muy bajas por lo general, por lo que trabajar con datos tan pequeños puede generar dificultades. Es por eso que, en 1909, el científico Soren Sorensen inventó la medida pH, la cual es, por definición, el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno. La escala de pH tiene valores de 0 a 14 (Chang y Overby, 2020, pág. 664).

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

Fuente: Chang y Overby, 2020.

Si la concentración del ion hidronio es mayor a $1.0 \cdot 10^{-7}$, el pH es menor a 7, lo cual significa que la disolución es ácida. Si la concentración del ion hidronio es menor a $1.0 \cdot 10^{-7}$, el pH es mayor a 7, lo cual significa que la disolución es básica. Si la concentración del ion hidronio es igual a $1.0 \cdot 10^{-7}$, el pH es igual a 7, lo cual significa que la disolución es neutra (Chang y Overby, 2020, pág. 665).

PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE SALES

Las sales con sustancias que se ionizan completamente en disolución acuosa, debido a que son electrólitos fuertes, lo cual produce una hidrólisis. La hidrólisis es la reacción entre un catión o un anión (o ambos) de una sal con el agua. La hidrólisis suele afectar al pH de una disolución. Además, es posible predecir de forma cualitativa el pH de una disolución acuosa si se consideran las sustancias de las que se compone la sal (Brown, et al., 2004, pág. 641).

Existen sales que producen disoluciones neutras, ya que estas no se hidrolizan de una manera significativa y no modifican el pH de la disolución. Estas sales son aquellas que contienen un catión alcalino o alcalinotérreo, sin contar el berilio, y la base conjugada de un ácido fuerte. Las sales que tornan a una disolución a ser básica son aquellas que se derivan de una base fuerte y un ácido débil. Las sales que producen disoluciones ácidas son las que se derivan de un ácido fuerte y una base débil. También hay casos en los que el catión y el anión de la sal se hidrolizan, donde para determinar el pH de la disolución se compara la constante de acidez con la constante de basicidad, las cuales son constantes de equilibrio y sirven como medida de la fuerza de acidez de una disolución. Si la constante de basicidad del anión es mayor a la constante de acidez del catión, la disolución será básica, si es al revés, la disolución será ácida, y si los valores son iguales, la disolución será neutra (Petrucchi, et al., págs. 724.725).

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Un indicador ácido-base es un compuesto orgánico (por lo general), el cual es un ácido o una base débil, ya que estas sustancias tienen propiedades que producen que su color sea sensible al pH, lo cual significa que al estar en una disolución ácida cambiará a un cierto color y al estar en disolución básica adquirirá otro color distinto. Estos indicadores se agregan a la disolución la cual se busca analizar ya que estos indicadores tienen un color cuando no se han ionizado y otro color distinto cuando se ionizan. El cambio de color de un indicador es llamado viraje, donde cada indicador posee un rango de viraje único, el cual es un intervalo de pH en el que se produce el cambio de color. Mientras más diminuto sea el intervalo de viraje de un indicador, su utilidad será más eficiente y se producirá el cambio de color de manera más sencilla (Carolina, 2017).

Figura No. 02

Indicadores ácido-base

| Indicador | Color a pH inferior | Intervalo de viraje | Color a pH superior |
|-----------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| Azul de timol | Rojo | 1.2 – 2.8 upH | Amarillo |
| Naranja de metilo | Anaranjado | 3.2 – 4.4 | Amarillo |
| Rojo de metilo | Rojo | 4.2 – 6.3 | Amarillo |
| Azul de clorofenol | Amarillo | 4.8 – 6.4 | Rojo |
| Azul de bromotimol | Amarillo | 6.0 – 7.6 | Azul |
| Amarillo de alizarina | Amarillo | 10.1 – 12.0 | Rojo |
| Fenolftaleína | Incoloro | 8.3 – 10.0 | Rojo |
| Rojo neutro | Rojo | 6.8 – 8.0 | Amarillo |

Fuente: Carolina, 2017.

Un gran indicador de pH es la col morada, además de ser un indicador natural. La col morada posee pigmentos llamados antocianinas, las cuales tienen la capacidad de cambiar su color en función del pH de la disolución que se busca a analizar. Al igual que cualquier indicador ácido-base, las antocianinas cambian de color según estén en un medio ácido o en un medio básico. Las antocianinas pueden encontrarse en flores, frutos de plantas y hojas, las cuales muestran un color rojo (SEBBM, 2020).

Figura No. 03

Gama de colores del indicador de col morada

| | | | | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|---------|--------------|------|------------|---------------|-------|----------|
| col lombarda | | | | | | | | | |
| color | rojo intenso | rojo violeta | violeta | azul violeta | azul | azul verde | verde azulado | verde | amarillo |
| pH | < 2 | 4 | 6 | 7 | 7.5 | 9 | 10 | 12 | >13 |

Fuente: SEBBM, 2017.

Otro indicador de pH es el papel tornasol, al cual se le agrega la muestra de la disolución la cual se quiere analizar y a partir del rango de colores del papel tornasol se estima el valor de pH. Es importante mencionar que los indicadores ácido-base sirven para aproximarse al pH de una disolución, más no para medirlo, para la medición del pH existe el potenciómetro, el cual mide el potencial eléctrico entre el electrodo de pH y el electrodo de la disolución (CROMTEK, 2021).

Figura No. 04

Gama de colores del indicador de papel tornasol



Fuente: CROMTEK, 2021.

TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD:

Tabla No. 01: Propiedades Físicas y Químicas

| Nombre de la Sustancia | Fórmula Química | Masa Molar (g/mol) | Apariencia | Densidad (g/ml) | Punto de Fusión (°C) | Punto de Ebullición (°C) | Solubilidad |
|-----------------------------------|--|--------------------|---|------------------|----------------------|--------------------------|----------------------------------|
| Hidróxido Sódico | NaOH | 40 g/mol | Sólido, translúcido, inodoro | 2.13 g/mL | 319-323 °C | 1390 °C | >1000 g/L a 20 °C |
| Ácido Clorhídrico | HCl | 36.46 g/mol | Líquido, incoloro, olor picante | 1.16 g/mL | -50 °C | >80 °C | Miscible en cualquier proporción |
| Solución de Amoníaco | NH _{3(ac)} | 17.03 g/mol | Líquido, incoloro, olor picante | 0.89 g/mL | -87 °C | 27 °C | Miscible en cualquier proporción |
| Cloruro Sódico | NaCl | 58.44 g/mol | Sólido, blanco, inodoro | 2.16 g/mL | 801 °C | 1413 °C | 317 g/ml en agua a 20 °C |
| Solución de Peróxido de Hidrógeno | H ₂ O ₂ | 34.01 g/mol | Líquido, color claro, olor acre | 1.11 g/mL | -33 °C | 108 °C | Miscible en cualquier proporción |
| Bicarbonato de Sodio | NaHCO ₃ | 84.01 g/mol | Sólido, Blanco, cristalino, inodoro | 2.2 g/mL | 50 °C | Se descompone | 0.103 g/L a 20 °C |
| Ácido Acético | CH ₃ COOH | 60.05 g/mol | Líquido, incoloro, olor acre | 1.04 g/mL | 16.64 °C | 117.9 °C | 602.9 g/ml en agua a 25 °C |
| Ácido Cítrico | C ₆ H ₈ O ₇ | 210.14 g/mol | Sólido, blanco, inodoro | 1.54 g/mL | 135 -152 °C | 310 °C | 1.3 g/L a 20 °C |
| Ácido Láctico | C ₃ H ₆ O ₃ | 90.1 g/mol | Líquido, incoloro, inodoro | 1.21 g/mol | 17 °C | 122 °C | Miscible en cualquier proporción |
| Rojo de Metilo | C ₁₅ H ₁₅ N ₇ O ₂ | 269.3 g/mol | Sólido, rojo violeta, inodoro | 0.989 g/mL | 179 -182 °C | Se descompone | 2.5 g/L a 20 °C |
| Azul de bromotimol | C ₂₇ H ₂₈ Br ₂ O ₅ S | 624.4 g/mol | Sólido, polvo, rosa claro, olor a ácido acético | 0.450 g/mL | 200 -202 °C | Se descompone | Insoluble: <1 mg/L |
| Fenolftaleína | C ₂₀ H ₁₄ O ₄ | 318.3 g/mol | Sólido, polvo cristalino, blanco, inodoro | 1.3 g/mL a 20 °C | 258-263 °C | >450 °C | <0.01 g/L a 20 °C |

| | | | | | | | |
|---------------|--------------------|----------------|---------------------------------------|---------------|---------------|------------------|---------------------|
| Azul de timol | $C_{27}H_{30}O_5S$ | 466.6 g/mol | Sólido, polvo, marrón oscuro | 0.979 g/mL | 221-224 °C | Se descompone | 0.11 g/L a 20 °C |
|---------------|--------------------|----------------|---------------------------------------|---------------|---------------|------------------|---------------------|

Fuente: Fisher Scientific (2009); Fisher Scientific (2009); Carl Roth (2015); Carl Roth (2015); Carl Roth (2016); Carl Roth (2017); Carl Roth (2018); Carl Roth (2019); AGROVIN (2020); Merck (2021);

Tabla No. 02: Toxicidades, Antídotos y Formas de Desecho:

| Nombre de la Sustancia | Dosis Letal | Toxicidades | Antídoto | Reactividad | Formas de Desecho |
|------------------------|---------------------------------------|--|--|---|---|
| Hidróxido Sódico | Peces de agua dulce: 45.5 mg/L | En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares graves, daños en los tejidos del ojo, destrucción de córnea, posibilidad de ceguera. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de ingestión: perforación del esófago y el estómago. En caso de inhalación: tos, dificultad para respirar, ahogos | En caso de contacto con los ojos: aclarar con bastante agua y dejar abiertos los ojos durante 10 o 15 minutos. En caso de contacto con la piel: lavarse con agua. En caso de ingestión: beber agua en abundancia. En caso de inhalación: brindar aire fresco | Corrosivo para los metales. Reacciones peligrosas con acetona, cloroformo, anhídrido maleico, ácidos, fósforo, peróxidos, bromo, nitrato, magnesio, calcio y polvo de metal. | Añadir Na_2CO_3 y agua en exceso, dejar reposar por 24 horas, neutralizar con HCL 6.0M y verter al desagüe. |
| Ácido Clorhídrico | Rata: Vía oral 900 mg/kg | En caso de ingestión: peligro de perforación del esófago y del estómago. En caso de inhalación: tos, ahogos, edema pulmonar. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares graves. | En caso de ingestión: beber bastante agua y recurrir a un médico inmediatamente. En caso de inhalación: tomar aire fresco, si la situación empeora recurrir a un médico. En caso de contacto con la piel: lavarse la piel con agua en abundancia y recurrir a ayuda médica de manera inmediata. En caso de contacto con los ojos: aclarar con agua los | Es corrosivo para los metales. Peligro de explosión con metales alcalinos y ácido sulfúrico. Reacciones peligrosas con aldehídos, aluminio, amina, carburo, flúor, metales, permanganatos y lejía fuerte. Conservar alejado del calor | Neutralizar con hidróxido sódico en cantidades equimoleculares (igual número de moléculas) |

| | | | | | |
|-----------------------------------|--|---|---|---|--|
| | | | ojos abiertos durante 10-15 minutos y consultar un oftalmólogo, proteger el ojo ileso. | | |
| Solución de Amoniaco | Rata: Vía oral 350 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: quemaduras, riesgo de ceguera, lesiones oculares graves. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de ingestión: peligro de perforación del esófago y del estómago. En caso de inhalación: tos, ahogos, irritación en las vías respiratorias. | En caso de contacto con los ojos: aclarar con agua en abundancia durante 10-15 minutos. En caso de contacto con la piel: lavarse con bastante agua. En caso de ingestión: lavarse la boca con bastante agua y tomar agua en abundancia. En caso de inhalación: tomar aire fresco. | Corrosivo para los metales, los vapores son capaces de formar mezclas explosivas con aire. Reacciones fuertes con comburentes, percloratos, aldehídos, cloro, cloratos, flúor, óxido de fósforo, ácido nítrico, cloruros de ácido, oxígeno y mercurio | Diluir en agua destilada fría, añadir 30 mg/L de fosfato de sodio o 20 mg/L de fosfato de hidrógeno, agitar y añadir HCl 1.0M. |
| Cloruro Sódico | Rata: Vía oral 3000 mg/kg | En caso de contacto con la piel: irritaciones. En caso de ingestión: náuseas y vómitos | En caso de inhalación: respirar aire fresco. En caso de contacto con los ojos: aclarar con abundante agua. En caso de ingestión: beber 2 vasos con agua | Reacciones peligrosas con litio y metales alcalinos. | Añadir Na_2CO_3 y agua en exceso, dejar en reposo por 24 horas, neutralizar con HCL 6.0M y verter al desagüe. |
| Solución de Peróxido de Hidrógeno | Peces de agua dulce: Vía oral 16.4 mg/L | En caso de contacto con los ojos: quemaduras graves, peligro de ceguera. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de ingestión: peligro de | En caso de contacto con los ojos: enjuagar con bastante agua los ojos y debajo de los párpados durante al menos 15 minutos. En caso de | Peligro de fuego al mezclarse con sustancias combustibles u orgánicas. Incompatible con agentes oxidantes fuertes, cobre, bases fuertes y | Diluir y verter al desagüe. |

| | | | | | |
|----------------------|----------------------------------|--|---|--|--|
| | | perforación del esófago y del estómago. En caso de inhalación: quemaduras graves de las membranas mucosas | contacto con la piel: lavar con abundante agua durante mínimos 15 minutos. En caso de ingestión: no inducir al vómito y limpiar con bastante agua. En caso de inhalación: dar respiración artificial por un método que no sea de boca a boca, acostar al afectado y alejarlo de la fuente de exposición. | agentes reductores | |
| Bicarbonato de Sodio | Rata: Vía oral 4 mg/kg | En caso de ingestión: Irritaciones estomacales. En caso de contacto con ojos: irritación ocular | En caso de ingestión: tomar bastante agua. En caso de contacto con ojos: lavarse con agua | Reacciones fuertes con ácidos fuertes | Agregar Na_2CO_3 y agua en exceso, dejar reposar durante 24 horas, neutralizar con HCL 6.0M y desechar al desagüe. |
| Ácido Acético | Rata: Vía oral 3310 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: quemaduras, lesiones oculares graves, peligro de ceguera. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de ingestión: peligro de perforación del esófago y del estómago. En caso de inhalación: irritaciones, tos, dolor, ahogos y dificultades respiratorias. | En caso de contacto con los ojos: aclarar con bastante agua los ojos, durante 10-15 minutos. En caso de contacto con la piel: lavarse con mucha agua. En caso de ingestión: lavar la boca con bastante agua y beberla en abundancia. En caso de inhalación: brindar aire fresco. | Riesgo de ignición. Peligro de explosión con peróxidos, percloratos, permanganatos y cromo óxido (VI). Reacciones fuertes con lejía, aldehídos, ácido nítrico y alcoholes. | Agregar NaHCO_3 y agua destilada y desechar al desagüe. |

| | | | | | |
|----------------|--|---|--|--|--|
| Ácido Cítrico | Rata: Vía cutánea >2000 mg/kg | En caso de ingestión: hemorragia espontánea, daño gastrointestinal. En caso de inhalación: irritación respiratoria. En caso de contacto con piel u ojos: irritaciones y lesiones graves | En caso de ingestión: beber bastante agua; En caso de inhalación: respirar aire fresco. En caso de contacto con piel u ojos: hidratarse con bastante agua | No es reactivo en condiciones normales | Agregar NaHCO ₃ y agua destilada y desechar al desagüe. |
| Ácido Láctico | Rata: Vía oral 3450 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares graves. En caso de contacto con la piel: irritación cutánea. En caso de ingestión: trastornos gastrointestinales, náuseas, diarrea, daños al hígado y riñones. En caso de inhalación: irritación respiratoria. | En caso de contacto con los ojos: lavarse con agua en abundancia durante 10-15 minutos. En caso de contacto con la piel: aclarar con agua en abundancia. En caso de ingestión: enjuagarse la boca con agua. En caso de inhalación: proporcionar aire fresco. | Al calentarse, los vapores pueden formar una mezcla explosiva. Reacciones fuertes con álcalis. | Agregar NaHCO ₃ y agua desmineralizada y desechar al desagüe. |
| Rojo de Metilo | Pez mosquito: Vía cutánea 7mg/L | En caso de contacto con los ojos: irritación ocular grave. En caso de contacto con la piel: irritaciones en la piel, dermatitis. En caso de ingestión: vómitos, dolor abdominal, náuseas. En caso de inhalación: somnolencia, náuseas, vértigo, dificultades respiratorias, estado de embriaguez. | En caso de contacto con los ojos: separar los párpados y enjuagarse con agua en abundancia durante mínimo 10 minutos. En caso de contacto con la piel: aclararse con agua. En caso de ingestión: lavarse la boca con agua. En caso de inhalación: | Riesgo de ignición. Los vapores pueden formar mezclas explosivas. Reacciones fuertes con metales alcalinos, alcalinotérreos, peróxidos, ácido nítrico. | Añadir NaHCO ₃ y agua destilada y verter al desagüe. |

| | | | | | |
|--------------------|--|---|--|---|--|
| | | | proporcionar aire fresco. | | |
| Azul de bromotimol | Rata: Vía oral 7060 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: irritación ocular grave. En caso de contacto con la piel: irritaciones en la piel, dermatitis. En caso de ingestión: vómitos, náuseas. En caso de inhalación: vértigo, mareos. | En caso de contacto con los ojos: separar los párpados y lavarse con agua limpia durante mínimo 10 minutos. En caso de contacto con la piel: ducharse con agua limpia. En caso de ingestión: enjuagarse la boca con agua. En caso de inhalación: proporcionar aire fresco. | Riesgo ignición. Reacciones fuertes con metales alcalinos y alcalinotérreos, anhídrido acético, nitrato, percloratos, peróxidos, ácido nítrico. | Añadir NaHCO ₃ y agua purificada y verter al desagüe. |
| Fenolftaleína | Rata: Vía oral 2610 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: irritación temporal en los ojos. En caso de contacto con la piel: irritación cutánea. En caso de ingestión: irritación del tracto gastrointestinal. En caso de inhalación: tos. | En caso de contacto con los ojos: lavar con agua por 15 minutos, elevando los párpados ocasionalmente. En caso de contacto con la piel: quitar las prendas contaminadas y ducharse 15 minutos. En caso de ingestión: inducir al vómito y lavar con bastante agua. En caso de inhalación: respirar aire fresco. | Peligro de explosión al acumularse en polvo fino. | Añadir NaHCO ₃ y agua, verter por el desagüe. |
| Azul de Timol | Rata: Vía respiratoria 95.6 mg/kg | En caso de contacto con los ojos: irritación ocular grave. En | En caso de contacto con los ojos: lavarse con agua en | Riesgo de ignición. Reacciones fuertes con | Mezclar con NaHCO ₃ y agua destilada, verter por el desagüe |

| | | | | | |
|--|--|---|--|---|--|
| | | caso de contacto con la piel: irritación cutánea. En caso de ingestión: irritación gastrointestinal, vómitos. En caso de inhalación: mareos. | abundancia durante 10 minutos. En caso de contacto con la piel: aclararse la piel con agua. En caso de ingestión: lavarse la boca con agua. En caso de inhalación: brindar aire fresco. | percloratos, nitrato, peróxidos, ácido nítrico y acético. | |
|--|--|---|--|---|--|

Fuente: Fisher Scientific (2009); Fisher Scientific (2009); Carl Roth (2015); Carl Roth (2015); Carl Roth (2016); Carl Roth (2017); Carl Roth (2018); Carl Roth (2019); AGROVIN (2020); Merck (2021);

OBJETIVOS

OBJETIVO GENERAL

Comprobar la manera en que los indicadores ácido-base estiman el pH de una sustancia, a través del cambio en la coloración de los indicadores al reaccionar con la sustancia que se busca analizar.

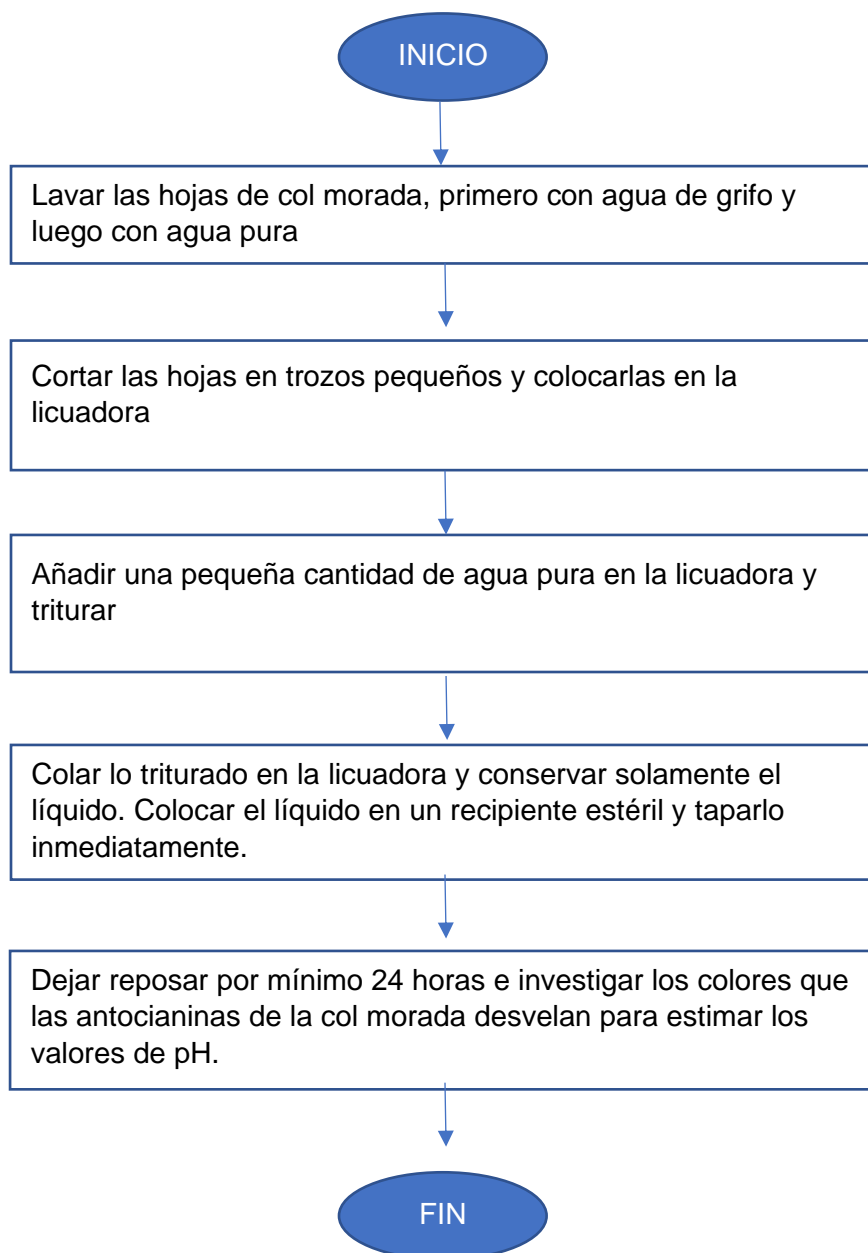
OBJETIVOS ESPECÍFICOS

1. Preparar un indicador ácido-base de col morada con 24 horas de anticipación, para ser puesto a prueba con sustancias ácidas y básicas.
2. Estimar el pH de distintas sustancias a partir del color de viraje de los indicadores ácido-base (fenolftaleína, rojo de metilo, azul de bromotimol, azul de timol e indicador de col morada).
3. Anotar el valor estimado de pH de diferentes sustancias, haciendo uso del papel tornasol, a partir de su escala de colores.

METODOLOGÍA

Diagrama No. 01

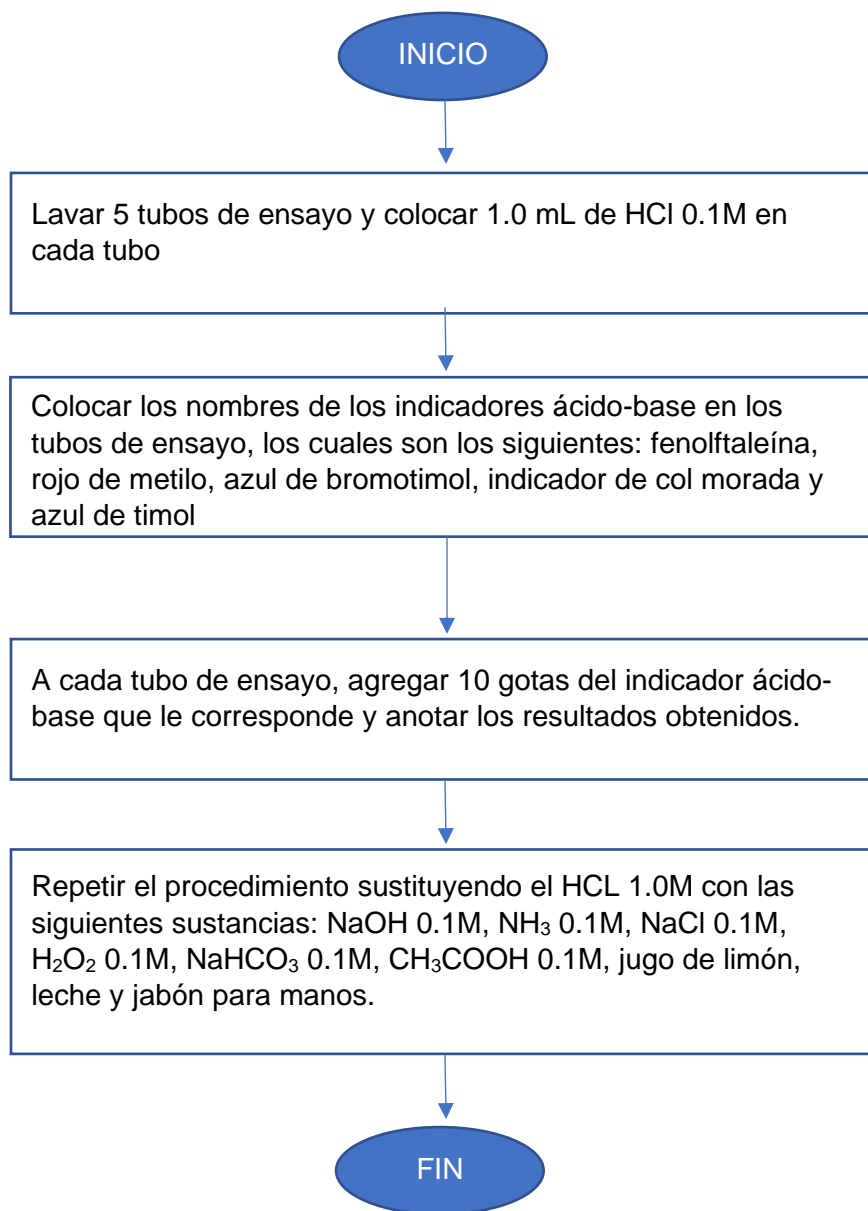
Preparación de un indicador de col morada



Fuente: Elaboración propia a partir del manual de laboratorio de Química III (2022).

Diagrama No. 02

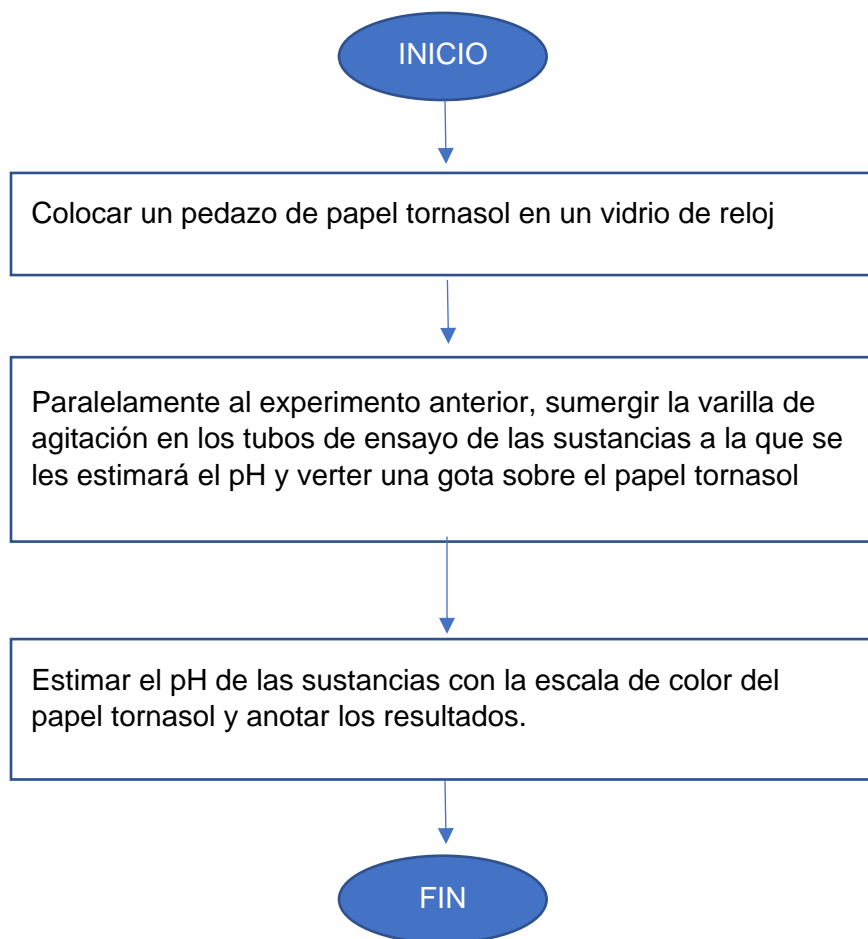
Determinación del pH por medio de indicadores ácido-base



Fuente: Elaboración propia a partir del manual de laboratorio de Química III (2022).

Diagrama No. 03

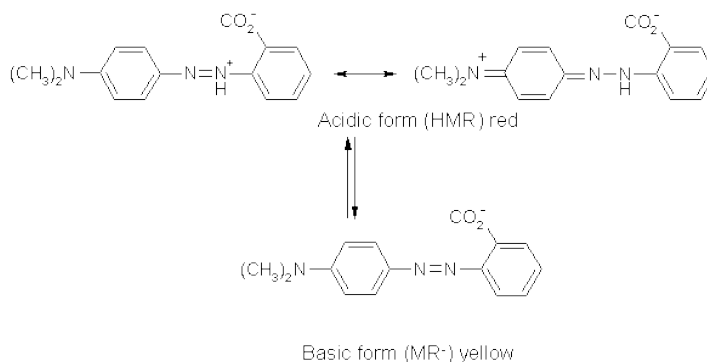
Determinación del pH por medio de papel tornasol



Fuente: Elaboración propia a partir del manual de laboratorio de Química III (2022).

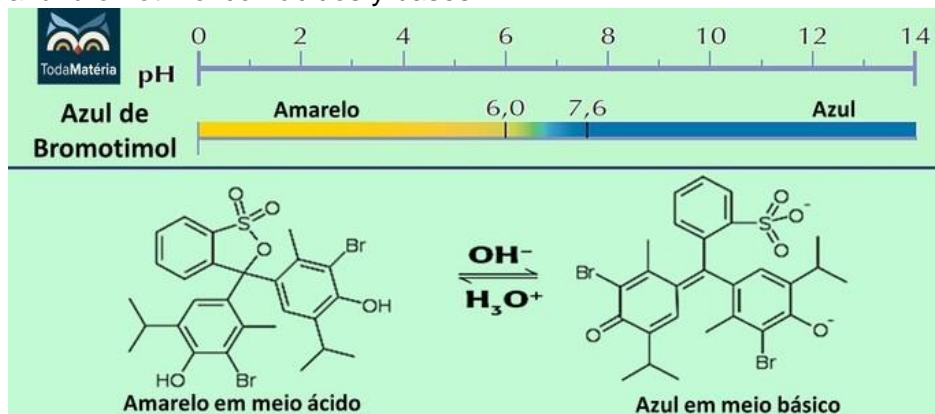
REACCIONES

1. Reacción de rojo de metilo con ácidos y bases:



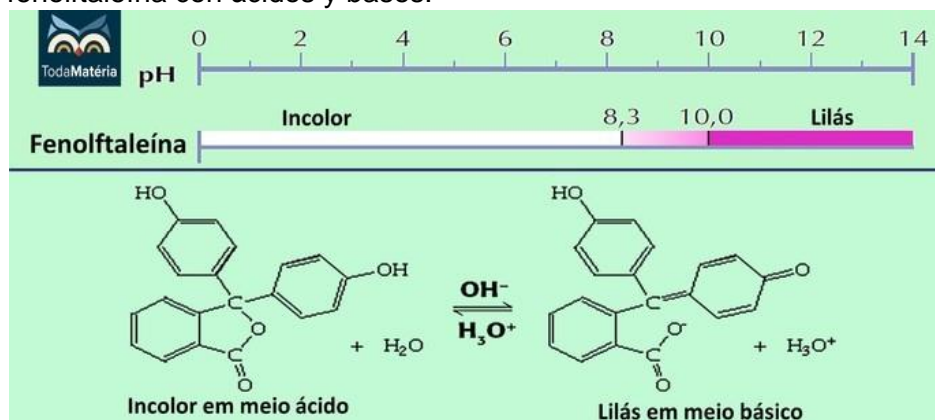
Fuente: Grisham, 2010.

2. Reacción de azul bromotimol con ácidos y bases:



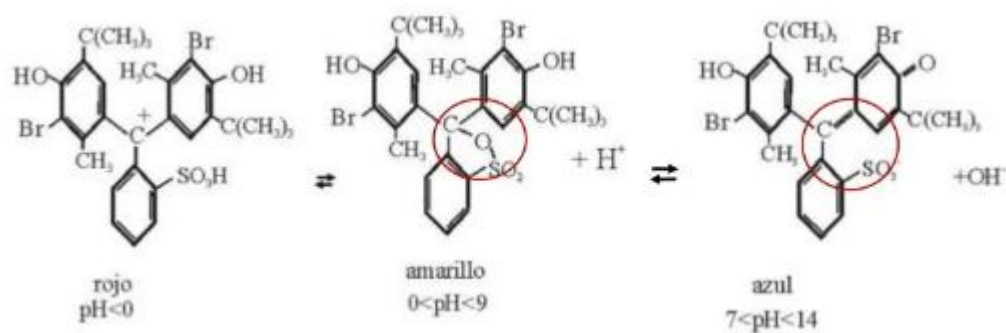
Fuente: TodaMateria, 2022.

3. Reacción de fenolftaleína con ácidos y bases:



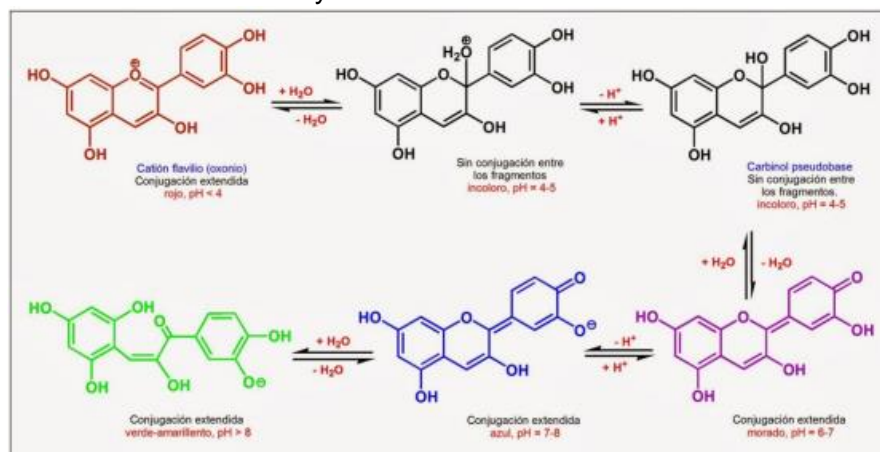
Fuente: TodaMateria, 2022.

4. Reacción de azul de timol con ácidos y bases:



Fuente: Calcano, Cruz, Hernández, López, 2015.

5. Reacción de antocianinas con ácidos y bases:



Fuente: Garzón, 2008.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS

1. Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E. y Burdge, J.R. (2004). *Química, La Ciencia Central*. <https://academia.utp.edu.co/quimica2/files/2018/09/quc3admica-la-ciencia-central-brown.pdf>
2. Chang, R. y Overby, J. (2020). *Química*. Editorial McGraw-Hill Global Education Holdings.
3. Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., Bissonnette, C. (2011). *Química General*. https://quimica247403824.files.wordpress.com/2018/11/quimica_general_petrucchi.pdf

E-GRAFÍAS

4. AGROVIN. (6 de Noviembre de 2020). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de https://www.agrovin.com/agrv/pdf/fichas_seguridad/prod-enologicos/es/FDS_ACIDO_LACTICO_es.pdf
5. Carl Roth. (2 de Junio de 2015). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.uv.mx/pozarica/cq/files/2021/02/HIDROXIDO-DE-SODIO.pdf>
6. Carl Roth. (4 de Mayo de 2015). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-NH60-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyNDAYMDN8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNjUvaDI4Lzg5NzI2MjAyMDIwMTQucGRmfDk3NDFiMmI3YmRhN2VIMGI2MmQ0NzUzNmRmZTdhNzM1OWIwZTcwYjg3OGFmZDdjYThkODJk>
7. Carl Roth. (22 de Febrero de 2016). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-HN01-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyMzY3NTZ8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNDIvaDkyLzkwMjc2NTM3MzAzMzQucGRmfGFmOTAYMjVjNGVlOWIwXmMjINzhIM2M1MTFINDBJNjQ5OWE1Nzk0NzlhNTRkMWE2MmE4YjAx>
8. Carl Roth. (31 de Agosto de 2016). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-9954-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyODgyNjF8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oYzYvaDUzLzkwNDA0MTkwOTQ1NTgucGRmfDIkMWI5OTk2YzU4NDUyNWM1MmE5NmYwZjQ5NmQ5NjgzYTAxZWQ0YTtxZjVkJM4MTQxYjVm>
9. Carl Roth. (31 de Agosto de 2018). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-3738-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wzMzkyNzJ8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oZjQvaDhLzkwMzk0MTQ2MjQyODYucGRmfGMxYTc5YTc0Njg0ZDRiZWYxNjQwNTIiN2U2ZmZhYTg1YzYyOWM4MjZiMTk0Y2VmNzM2NzJm>
10. Carl Roth. (23 de Abril de 2019). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-HN33-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wzNTQyMjY3YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oYWEvaGJlLzkwNjgxMDE1OTkyNjIucGRmfDAxM2YxZDU2YjJIMzRjODAxNmUxYTM4NGM5Y2Y5OGM5M2YwZTdkZmQxNmFjNWFiZmYxZGlx>
11. Carl Roth. (11 de Agosto de 2021). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-CP17-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wzMjI1MjN8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oODcvaDdiLzkwMzg0NTA3ODYzYzQucGRmfDI2ODc2YzI0MGRjNTYxNTgxMDgwNTU4ZDZkNmNhMTYwMjhiNDQ1Nzk2OTFkODAxNmIwMzYx>
12. Carolina. (2017). INDICADORES ÁCIDO-BASE. Obtenido de <https://steemit.com/stem-espanol/@mayterevilla/indicadores-acido-base>

13. CROMTEK. (4 de Febrero de 2021). Obtenido de <https://www.cromtek.cl/2021/02/04/medidor-de-ph-asi-funcionan-los-indicadores-de-papel/>
14. Fisher Scientific. (24 de Agosto de 2009). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de <https://www.fishersci.es/store/msds?partNumber=10133080&productDescription=500%C2%A0ml;%20frasco%20de%20vidrio&countryCode=ES&language=es>
15. Fisher Scientific. (22 de Septiembre de 2009). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de <https://www.fishersci.es/store/msds?partNumber=10386643&productDescription=500GR+Hydrogen+Peroxide%2C+%2830%25+in+Water%29&countryCode=ES&language=es>
16. Ministerio de Trabajo y Asuntos Sociales España. (s.f.). NTP 276: Eliminación de residuos en el laboratorio:. Obtenido de https://www.insst.es/documents/94886/327166/ntp_276.pdf/99241f92-8c26-400b-9cc6-909f6e19aece
17. SEBBM. (2020). El Arcoiris de la Col Lombarda. Obtenido de https://web2020.sebbm.es/web/images/La_lombarda_como_indicador_de_pH.pdf