

Análisis del fenómeno de acidez y basicidad a partir de criterios de organización como el comportamiento y ordenamiento hasta la construcción de la medida pH para la elaboración de un discurso docente.

María Angélica León Sánchez

**Tesis de grado para optar al título
de magister en docencia de la química**

Directores

José Francisco Malagón Sánchez

Sandra Sandoval Osorio

Grupo de investigación

Grupo de estudios histórico-críticos y enseñanza de las ciencias

Universidad Pedagógica Nacional

Facultad de ciencia y tecnología

Departamento de Química

Maestría en docencia de la Química

Bogotá

2023

CONTENIDO

INTRODUCCIÓN.....	6
1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.....	9
2. OBJETIVOS	11
2.1. Objetivo General.....	11
2.2. Objetivos específicos	11
3. ANTECEDENTES INVESTIGATIVOS DE LOS FENÓMENOS DE ACIDEZ Y BASICIDAD	12
4. METODOLOGÍA.....	15
4.1. Delimitación del fenómeno:.....	15
4.2. Planteamiento del problema:	15
4.3. Revisión documental y Análisis histórico:.....	16
4.4. Actividad experimental.....	16
4.5. La reflexión	18
5. EXPLORACIÓN Y ANÁLISIS DEL FENÓMENO DE ACIDEZ Y BASICIDAD	19
5.1. Caracterización de los comportamientos.....	19
5.1.1. Concepción desde lo Organoléptico.....	20
5.1.2. Clasificación desde el comportamiento.....	23
5.2. Ordenamiento de los fenómenos de acidez y basicidad bajo las explicaciones estequiométricas.	27
5.3. Hacia el camino de una unidad de medida de los fenómenos de la acidez y basicidad.....	31
5.3.1. Fuerza en disoluciones de sustancias ácidas y básicas en términos de conductividad	31
5.3.2. La diferencia de potencial como medida de la acidez y la basicidad.....	34
6. ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.....	39

6.1.	Práctica experimental para identificar los comportamientos ácido y básico	39
6.1.1.	Desarrollo experimental desde lo comportamental.....	41
6.1.2.	Resultados desde el comportamiento de las soluciones ácidas y básicas... 47	
6.2.	Practica experimental para ordenar las sustancias de mayor a menor acidez o basicidad.....	49
6.2.1.	Desarrollo experimental desde el ordenamiento	52
6.2.2.	Resultados desde el ordenamiento	56
6.3.1	Desarrollo experimental para construir una medida de acidez y basicidad.. 60	
6.3.1.	Resultados desde la construcción de una medida para la acidez y basicidad 61	
7.	REFLEXIÓN (CONSTRUCCION DE UN DISCURSO)	71
8.	CONCLUSIONES.....	78
9.	REFERENCIAS	80
10.	ANEXOS	82
	ANEXO 1	82
	ANEXO 2	86
	ANEXO 3	89
	ANEXO 5	90
	ANEXO 6	90
	ANEXO 7	95

INDICE DE FIGURAS

Figura 1 Distribución lingual de las papilas gustativas de las areas gustativas.....	20
Figura 2 Representación gráfica de ácido y alkali según Nicholas Lémery.....	22
Figura 3 Representación instrumental para la obtención de mercurio y oxígeno. .	23
Figura 4 Ecuación moderna del experimento de Lavoisier.....	24
Figura 5 Esquema sobre la interpretación del criterio de organización del comportamiento.....	26
Figura 6 Método eléctrico para medir pH	35
Figura 7 Medida del pH de una disolución por compensación, según el método de Du Bois Reymond	36
Figura 8 Esquema sobre la interpretación del experimento XX.....	39
Figura 9 Montaje del método electrométrico actual.....	59
Figura 10 Montaje hecho en el laboratorio	60

ÍNDICE DE TABLAS

Tabla 1 Datos experimento Richter	28
Tabla 2 Datos experimento de Richter	28
Tabla 3 Datos experimento de Fischer.....	30
Tabla 4 Preparación de extracto de arándanos.....	40
Tabla 5 Preparación extracto de repollo morado.....	40
Tabla 6 Preparación extracto flor del árbol siete cueros	40
Tabla 7 Preparación extracto cúrcuma.....	41
Tabla 8 Desarrollo experimental con el extracto de arándanos.....	41
Tabla 9 Desarrollo experimental con extracto repollo morado	43
Tabla 10 Desarrollo experimental con extracto de la flor del árbol siete cueros....	44
Tabla 11 Desarrollo experimental con extracto de cúrcuma	46
Tabla 12 Ácidos y bases para experimentación	50
Tabla 13 Cálculos para preparación de soluciones ácidas y básicas.....	52

Tabla 14 Relaciones estequiométricas y cantidades requeridas en masa para las bases.....	54
Tabla 15 Relaciones estequiométricas y cantidades requeridas en masa para los ácidos.....	55
Tabla 16 Cantidades requeridas en bases.....	56
Tabla 17 Cantidades requeridas de ácido.....	56
Tabla 18 Organización de cantidades requeridas de diferentes bases.....	57
Tabla 19 Organización de cantidades requeridas de diferentes ácidos.....	58
Tabla 20 Diferencias de potencial en sustancias básicas.....	61
Tabla 21 Diferencias de potencial para sustancias ácidas.....	62
Tabla 22 Diferencias de potencial en diluciones de ácido Clorhídrico.....	65
Tabla 23 Diferencias de potencial a diferentes concentraciones del ácido ortofosfórico.....	66
Tabla 24 Diferencias de potencial con diferentes concentraciones de hidróxido de sodio.....	67
Tabla 25 Diferencias de potencial a diferentes concentraciones del hidróxido de potasio.....	68

ÍNDICE DE GRÁFICOS

Gráfico 1 Organización en línea recta para determinación de lo más o menos ácido o básico.....	63
Gráfico 2 Diferencia de potencial vs concentración del ácido clorhídrico.....	65
Gráfico 3 Diferencia de potencias vs concentraciones de ácido ortofosfórico.....	66
Gráfico 4 Diferencia de potencial vs concentraciones de hidróxido de sodio.....	67
Gráfico 5 Diferencias de potencial vs concentraciones de hidróxido de potasio ...	68

INTRODUCCIÓN

Desde la percepción del docente de ciencias, la enseñanza de un tema específico se puede ver limitada por lo que se plantea en el currículo de una institución, donde a veces se manejan superficialmente las temáticas, y las premuras de los tiempos escolares dejan sin posibilidad de escudriñar en la historia cómo se llegó a su construcción. En química hay muchas temáticas de las cuales no conocemos sobre su historia, pudiendo ser este desconocimiento uno de los motivos por los cuales se genera dificultad el comprender cualquier fenómeno, porque al final nos quedamos con una versión actual de una explicación de algo que en muchas ocasiones pensamos que tiene un solo desarrollo bien sea cuantitativo o cualitativo, pero limitamos así la construcción explicativa del fenómeno, sin considerar esa línea histórica que muestra un desarrollo en el tiempo hasta lo que actualmente se conoce del mismo.

El análisis histórico puede ser entonces una posibilidad para comprender y enseñar ciertos fenómenos, bajo la luz de diferentes percepciones de los científicos y así lograr una construcción propia del fenómeno a partir de un análisis profundo donde se aceptan, se adaptan o se descartan concepciones que fueron relevantes en su tiempo, pero que al pasar los años se encontraron otras explicaciones que se iban adaptando en dinámicas de la misma ciencia y que han sido validadas por la comunidad científica, haciendo significativos así los procesos de aprendizaje, considerando los desarrollos experimentales hechos en diferentes momentos de la historia, que bien comprendidos facilitan la construcción de cualquier fenómeno.

Siendo así, es oportuno pensar en un fenómeno para analizar desde la química, por interés propio como docente, la temática de soluciones ácidas y básicas puede estar en la categoría de temas que se trabajan superficialmente bajo un desarrollo cuantitativo o cualitativo. Desde la experiencia educativa como docente en química lo cuantitativo se limita a ser estudiado desde las unidades de concentración, y lo cualitativo suele ser una diferenciación por cambios de color ante un indicador ácido-básico relacionado al concepto de pH.

Para empezar la investigación se establece un fenómeno que aborda la temática de soluciones, denominado fenómeno de acidez y basicidad, el cual se caracteriza por su comportamiento, y donde se pueden establecer relaciones en términos de reacciones. Es importante tener como punto de partida la historicidad para relacionar situaciones ya conocidas por los sujetos y las diferentes percepciones y explicaciones que se puedan dar entorno a ello. Entonces se podrían configurar situaciones cotidianas para ser trabajadas en clase, de antemano entendiendo que al ponerlas como objetos de estudio en el contexto educativo dejan de ser cotidianas.

Con esta delimitación del fenómeno de estudio inicia la búsqueda de información a nivel histórico sobre la acidez y basicidad, dentro de la revisión textual no se encontró un desarrollo puntual que hable del fenómeno en sí, pero se pudo evidenciar que algunos científicos los abordaron indirectamente. La particularidad explorando percepciones fueron criterios de organización que se pudieron encontrar en la construcción explicativa del fenómeno.

Lo particular encontrado en la revisión histórica del fenómeno de acidez y basicidad son los criterios de organización, que van desde lo cualitativo hasta lo cuantitativo, pese a que es un primer acercamiento al momento de leer textos históricos de personajes como Boyle, Lavoisier, Lemery entre otros, el aporte resulta significativo y se convierte en cimientos para construir las explicaciones del fenómeno, el cual independiente de su naturaleza se dieron a la luz del desarrollo experimental.

Este análisis histórico se pensó para la elaboración de un discurso docente donde las diferentes perspectivas dadas al fenómeno se pueden adaptar a las necesidades educativas y a las intenciones personales del docente, ya que esto enriquece el conocimiento y permite involucrar al estudiante a que haga su propia construcción explicativa haciendo un mejor proceso de aprendizaje.

1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

La enseñanza de las ciencias ha procurado que las explicaciones de un fenómeno estén bajo las perspectivas más adecuadas de acuerdo a las necesidades que demande la misma ciencia, algunas se han mantenido vigentes pese al paso de los años y otras ya no se mencionan en los procesos de formación.

Considerando la premisa anterior, al momento de realizar el análisis histórico hay diferentes perspectivas que permitieron construir diferentes explicaciones, pero surge la inquietud de ¿cuáles pueden ser aun consideradas como significativas en el análisis del fenómeno de la acidez y la basicidad? Con esta pregunta se delimita la búsqueda encontrando ciertos criterios de organización que pueden haber contribuido a la construcción explicativa del fenómeno, tales como el comportamiento por medio de los sentidos o el que se da ante otras sustancias, el ordenamiento a partir de relaciones estequiométricas, fuerza de los ácidos a partir de la conductividad de soluciones ácidas y básicas y la medida a través de métodos electrométricos.

Estos criterios de organización se identificaron durante la revisión de textos históricos y fueron saliendo a flote al leer las diferentes percepciones que trataron de explicar los fenómenos, ahora estos se convierten en el material de construcción para generar procesos de comprensión que permiten ver de otra forma al fenómeno y en algún punto se puedan compartir estas nuevas construcciones para enriquecer el conocimiento.

Entonces bajo estas ideas mencionadas surgen los siguientes cuestionamientos ¿Cuál ha sido el proceso para entender el fenómeno de la acidez

y la basicidad a partir de los criterios de organización que van desde lo comportamental, pasando por el ordenamiento hasta llegar a la medida del pH en soluciones acuosas? Y ¿cómo puede el análisis histórico del fenómeno de acidez y basicidad contribuir a la elaboración de un discurso docente?

2. OBJETIVOS

2.1. Objetivo General

Comprender el proceso que se llevó a cabo para la construcción de explicaciones del fenómeno de acidez y basicidad a partir criterios de organización que se identifiquen dentro del análisis histórico hecho desde la actividad experimental propuesta por algunos científicos, para proponer una estructura discursiva propia como docente de química ante el fenómeno de estudio.

2.2. Objetivos específicos

Identificar algunas transiciones de las explicaciones dadas por diferentes científicos sobre el fenómeno de acidez y basicidad a partir un análisis histórico para establecer criterios de organización.

Diseñar y realizar una propuesta experimental que involucre los criterios de organización identificados permitiendo adaptaciones al contexto actual educativo de las actividades experimentales originales para la construcción propia conceptual del fenómeno.

3. ANTECEDENTES INVESTIGATIVOS DE LOS FENÓMENOS DE ACIDEZ Y BASICIDAD

Durante el proceso de revisión bibliográfica, se encontraron tesis de maestría de la Universidad Pedagógica Nacional donde se habla del fenómeno de acidez y basicidad, acudiendo a los aportes relevantes y significativos hechos por algunos científicos, los cuales fueron el fundamento de su investigación con vinculación en lo educativo.

En la primera revisión se encontró el trabajo elaborado por Alméciga, Adriana y Muñoz, Maryluz (2013) titulado *pH: Historia de un Concepto. Análisis en Textos de Educación Superior*, donde se propuso revisar histórica y epistemológicamente la construcción del concepto pH teniendo en cuenta el entorno en el cual emerge, su estructura, y las transformaciones que a lo largo de la historia muestran las dificultades que se tienen para su enseñanza y aprendizaje.

En este trabajo es interesante que se habla de la conceptualización a través de la historia y se hace desde el primer acercamiento que se considera percepción por medio del gusto, con esta iniciativa se puede pensar como los otros sentidos logran percibir las sustancias ácidas y básicas, adicional a ésto el trabajo de investigación contempla otras opciones para dimensionar el fenómeno a partir de la imaginación para ubicar así características comportamentales a través de formas como se sugiere allí hechas por Lemery.

En la tesis propuesta por Fernando Amibelec Jaime (2020) titulada *el modelo de Arrhenius: enseñanza de los conceptos de acidez y basicidad*, muestra cómo se gesta un ambiente de aprendizaje histórico-experimental en química, en este trabajo se hace reiterativa la importancia de abordar un fenómeno bajo una revisión histórica, que visibilice la evolución de un concepto, en especial los asociados al fenómeno de la acidez y la basicidad. La intencionalidad del trabajo es relacionar un desarrollo histórico hasta llegar a una explicación de interés como la hecha por Arrhenius que permite hacer un acercamiento a la cotidianidad de los estudiantes. Aunque el trabajo de esta investigación no trata lo evolutivo del concepto, si toma algunas explicaciones significativas como la propuesta por Arrhenius de hablar de electrolitos fuertes y débiles de acuerdo a las moléculas activas e inactivas presentes en una solución.

Por último, la tesis de maestría titulada *Análisis Histórico-Crítico y Actividad Experimental en la Enseñanza de la Basicidad* elaborado por Oscar Caro y Deivys Mosquera (2015), fundamentan el fenómeno de la basicidad en su desarrollo histórico, pero fundamentalmente, priorizándolo ante la acidez, y que se vea como independiente y no se mida en función de la acidez. Aunque en la investigación desarrollada no se privilegia un fenómeno más que otro, si resulta siendo significativo hablar que una de las formas de organización se contempló desde lo estequiométrico, en términos de masa y sus relaciones estequiométricas de cuanto se necesita para generar un proceso de neutralización, esto permitía organizar entre lo más fuerte y lo más débil de acuerdo a un ácido o base inicial. Es

sin duda se convierte en otro parámetro que permite construir explicaciones entorno a los fenómenos de acidez y basicidad.

En resumen, los antecedentes aquí expuestos son importantes porque buscan posibles clasificaciones para el fenómeno, en ellos se privilegia el desarrollo histórico en general, pero son estas mismas investigaciones ya hechas las que permiten que se reflexione en otras alternativas diferentes para analizar y comprender el fenómeno de acidez y basicidad.

En conclusión, estos antecedentes son una buena guía de orientación para saber qué ruta tomar y también cual descartar en cuanto a las percepciones de los científicos, pero va a depender del carácter crítico que se tenga reconocer que si es significativo para este trabajo de tesis.

4. METODOLOGÍA

Para el desarrollo de este trabajo y lograr los objetivos propuestos en esta investigación entorno a el fenómeno de la acidez y basicidad desde el comportamiento y ordenamiento hasta llegar a la unidad de medida se sigue una ruta metodológica que se plantea a continuación:

4.1. Delimitación del fenómeno:

se definió un tema de interés personal como docente, las soluciones químicas como temática principal era muy general, por ello dentro de ese contenido se buscó un hecho o una situación que se pudiera estudiar para comprenderla mejor, en ese punto se determinó que el fenómeno a trabajar en esta investigación iba a ser los comportamientos de las soluciones en términos de acidez y basicidad,

4.2. Planteamiento del problema:

Ya teniendo claridad el objeto de estudio se planteó el siguiente cuestionamiento ¿Cuál ha sido el proceso para entender el fenómeno de la acidez y la basicidad a partir de los criterios de organización que van desde lo comportamental, pasando por el ordenamiento hasta llegar a la medida del pH en soluciones acuosas? Y como esto se puede vincular en términos didácticos para la construcción de un discurso propio como profesor de ciencias

4.3. Revisión documental y Análisis histórico:

Se revisaron diversos textos que mencionan de forma directa o indirecta la historia del fenómeno de acidez y basicidad y cómo a través del desarrollo experimental vislumbraban determinados criterios de organización que se analizan en el desarrollo de la investigación.

Dentro de esa revisión documental se consultaron trabajos de grado en maestría donde se ha abordado el fenómeno de acidez y basicidad y se identifican los aportes significativos para el desarrollo de la investigación que se muestra en este documento, estableciendo una secuencialidad en su desarrollo conceptual desde lo histórico hasta llegar a las explicaciones actuales.

Para realizar el análisis histórico de este trabajo de investigación se hicieron lecturas previas sugeridas donde se identificaron inicialmente características específicas de las sustancias ácidas y básicas, que se fueron ubicando en criterios de organización. Con ello se hizo una búsqueda particular de ideas dadas por diferentes científicos que mostraron sus desarrollos experimentales permitiendo evidenciar como ellos hicieron su construcción explicativa del fenómeno.

Se tomaron entonces algunos referentes de los experimentos hechos y se analizaron para hacer visible la intención de esta investigación y cómo se puede vincular hacia los fenómenos de acidez y basicidad.

4.4. Actividad experimental

Durante el análisis histórico se lograron identificar diferentes momentos explicativos, los cuales fueron más significativos unos que otros y esto se dio por

los desarrollos experimentales que allí se desplegaron, la intención de la actividad experimental fue escoger un experimento significativo para mi dentro del análisis haciendo mención a los criterios identificados.

Desde lo comportamental, los trabajos hechos por Robert Boyle dejan expuesto como se puede diferenciar un comportamiento de un ácido respecto de una base ante un indicador proveniente de extractos, el experimento es muy explícito; se realizó con jarabe de violetas, pero se hizo una adaptación al contexto que podemos tener actualmente en un aula y se trabajaron con otros extractos vegetales para ver si el comportamiento puede cambiar si se hacen algunas modificaciones a las ideas iniciales del científico.

Desde el ordenamiento, el desarrollo experimental de Fischer y Richter parte de un proceso de matematización de la química , pero esta búsqueda permite trabajar con sustancias acidas y básicas , las cuales puestas en reacción generan un proceso de neutralización, donde los reactivos iniciales para llegar a ese punto tenían unas cantidades en unidades de masa, ajustadas a sus relaciones estequiométricas, que al final permitieron organizar dentro de los ácidos las bases quien era más fuerte en términos de quien requería más o menos para neutralizar al otro reactivo, al final este ejercicio no definía fuerza dentro de los fenómenos pero permitió hacer un ordenamiento en función de las masas y sus relaciones dentro de una reacción en función de sus coeficientes estequiométricos.

Del experimento original se conservó los procesos de neutralización, pero la adaptación se hizo al método de análisis, que actualmente se conoce como titulación, dentro del ejercicio práctico se seleccionaron siete bases químicas en contraste a seis ácidos, los cuales son ácidos fuertes, ácidos débiles, bases fuertes

y bases débiles y se estableció un ordenamiento basado en los resultados obtenidos en función a las relaciones masa a masa y las estequiométricas.

Por último, en la actividad experimental se trabaja desde la medida allí se fundamenta la experimentación en el método electrométrico, que adaptándolo al contexto educativo se maneja bajo una celda electroquímica, allí se establece una relación directa entre la concentración y la diferencia de potencial (Voltaje ΔV), siendo este último la medida que identifica si la solución a analizar puede ser ácida o básica; para ello se miden las diferencias de potencial entre dos semiceldas electroquímicas montadas con diferentes ácidos y bases con una concentración conocida. Se pueden relacionar los resultados obtenidos con un ordenamiento, pero a partir de la medida de la diferencia de potencial. Adicionalmente se puede mostrar como la diferencia de potencial varía con el cambio de concentración, tanto en sustancias ácidas y básicas hasta posiblemente alcanzar un punto de estabilidad manifestado gráficamente con una tendencia hacia lo constante.

4.5. La reflexión

Como cierre de la investigación se elabora una reflexión sobre la importancia del análisis histórico y la actividad experimental para la construcción de explicaciones de los fenómenos de acidez y basicidad desde dos roles que tiene todo docente; como estudiante y como profesor posteriormente, y cómo esto en conjunto permite la creación de un discurso propio que no desliga tener siempre los dos roles.

5. EXPLORACIÓN Y ANÁLISIS DEL FENÓMENO DE ACIDEZ Y BASICIDAD

Al definir el fenómeno de acidez y basicidad como eje transversal en esta investigación se evidencia su amplitud conceptual, por esta razón es posible abordarlo de diferentes formas, como por mencionar podemos referir características, propiedades, unidades de concentración, formación, teorías, reacciones y nomenclatura, pero ¿existen criterios de organización que expliquen el fenómeno?

Tal vez los textos actuales no definen todas los posibles criterios de organización, es allí donde surge la necesidad de buscar textos de carácter histórico en ciencias donde se habla de sustancias ácidas o básicas, más no se hace explícito que sean un fenómeno de estudio, con ello durante la revisión aparecen percepciones de diferentes científicos que tienen ciertas coincidencias al pensar el fenómeno y permiten identificar criterios de organización que van desde el comportamiento , el ordenamiento y la medición que se describen a continuación:

5.1. Caracterización de los comportamientos

En este criterio se contempla el fenómeno a partir de sus comportamientos expuestos a los sentidos u otras sustancias. Inicialmente desde los sentidos se puede hablar en términos de una concepción organoléptica, donde algunos órganos de los sentidos que logran captar particularidades de las sustancias para discriminar un ácido de un álcali, para las sustancias ácidas desde el sentido del gusto tienen un sabor agrio y las bases fuerte se caracterizan por un sabor amargo. Estas pueden ser cualidades sensibles del fenómeno a analizar y sólo se habla de lo que

producen en los órganos de los sentidos y no de los cambios que se producen en los propios objetos. (Boyle, Selected philosophical papers, 1979)

Esta perspectiva de Boyle quien buscaba indagar las cualidades de los cuerpos recurriendo a la experimentación, demostró que es posible caracterizar e identificar las sustancias por:

1. Sensaciones producidas.
2. Cambios de color en sustancias vegetales
3. Acción sobre los metales en presencia de los ácidos.

5.1.1. Concepción desde lo Organoléptico

Para la comprensión del fenómeno, se evidencia los procesos de experimentación con el cuerpo humano como sensor ante sustancias ácidas y básicas, para ese proceso la lengua como órgano especializado permite hacer esa diferenciación a través de las papilas gustativas específicamente las filiformes y fungiformes que responden a sustancias con sabores agrios “ácidos” zona lateral de la lengua y lo amargo “bases”, zona posterior de la lengua. (Tresguerres. 2005)

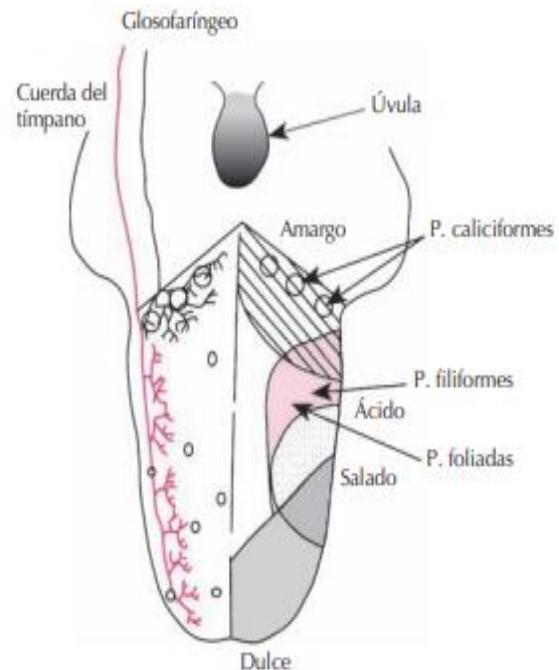


Figura 1 Distribución lingual de las papilas gustativas de las áreas gustativas.

Nota. Tomado de Fisiología Humana (p. 255) por Jesús A Tresguerres. Editorial Mc Graw Hill

En la misma línea organoléptica, pero bajo la percepción del sentido del tacto, encontramos dentro de textos educativos una estandarización de propiedades de los ácidos y las bases fuertes, como por nombrar el ser altamente corrosivas que está se refiere a sustancias capaces de destruir o dañar de modo irreversible aquellas superficies con las que entran en contacto, si trasladamos esta propiedad a la sensación que se puede experimentar va puntualmente a sentir escozor, calor, irritación, resequedad, enrojecimiento hasta hormigueo , estas sensaciones pueden estar asociadas a una escala de dolor que va relacionada directamente con la concentración del ácido o la base y la naturaleza de los mismos. En la actualidad sabemos que esa caracterización no aplica para todos los ácidos o bases, la naturaleza asociada con la fuerza de la misma sustancia puede o no hacer que se presenten estas sensaciones.

Dando continuidad a la línea organoléptica se encuentra el sentido del olfato, existen sustancias que presentan olores agradables o desagradables que generar reacciones secundarias como estornudos o irritación, pero no es un criterio fiable para diferenciar comportamientos ácidos o básicos dentro del fenómeno.

Por último, el fenómeno expuesto al sentido de la vista se comporta de diferente desde el órgano y la función que hace el sentido. Es decir, si colocamos una sustancia ácida o básica el órgano sufrirá daños que no me discriminaran si pertenece a un ácido o una base, pero si el comportamiento se analiza desde la función que hace el órgano, la cual es observar, se evidencian comportamientos de los ácidos y las bases al agregar un indicador que muestran un cambio de color, formación de productos que dependen de su concentración. Muchos son los

comportamientos que se pueden ver, y esto permite que la información que entre por nuestros ojos haga un enlace a nuestro cerebro a través de un proceso de sinapsis donde se forma redes transmisoras que propician a este sistema a actuar como un procesador central que es el responsable de generar procesos de aprendizaje.

Entonces a través de la observación podemos realizar procesos cognitivos y trasladarlos a la imaginación de cómo son esas sustancias ácidas o básicas y es allí posible contemplar una representación abstracta de los fenómenos de acidez y basicidad.

Estos, sin dudar, son indicios de pensar no sólo en las sensaciones que puedan generar los ácidos y las bases ante cualquier sentido, sino de contemplar determinados comportamientos de las sustancias dependiendo de su naturaleza.

Un acercamiento puntual se puede evidenciar desde la postura de Nicolás Lemery, la cual contempla que esas sensaciones que produce un ácido se deben a la existencia de puntas en la superficie de los mismos y que la intensidad al percibirlo va depender de su finura,

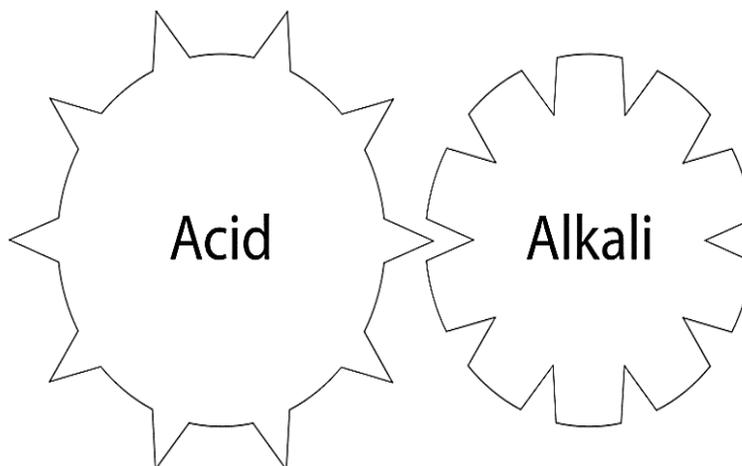


Figura 2 Representación gráfica de ácido y alkali según Nicholas Lémery

Nota. Tomado de Tesis de Pregrado "configuración del perfil conceptual del fenómeno de la disolución con estudiantes de la licenciatura en química"

mientras que en los álcalis, las superficies son porosas y se percibe allí la interacción

mecánica entre ambas sustancias durante una reacción , en la que tenía lugar la penetración de las puntas ácidas dentro de los poros alcalinos, era la causante de ciertas operaciones químicas como las fermentaciones y la producción de las sales que en términos más sencillos su comportamiento a través de formas, que cuando encajaban lograban dar origen a una nueva sustancia.

5.1.2. Clasificación desde el comportamiento

Retomamos a Robert Boyle, pero en esta oportunidad para abordar el criterio de comportamiento en ácidos y básicos. Esta experimentación se realiza a partir de cambios de color con indicadores naturales, él a través de la experimentación observó que ciertas sustancias (indicadores) reaccionaban cuando se agregaba un ácido o una base, esto inicialmente permitió hacer una diferenciación entre esas sustancias. Esta actividad experimental condujo a pensar en una sistematización en álcalis y en ácidos, los cuales se pueden reconocer por las coloraciones que se exhiben cuando se ponen frente a infusiones de sustancias vegetales, que luego se denominaron indicadores ácido - base. (Ayala, M. Malagón, J.& Sandoval, S. 2011)

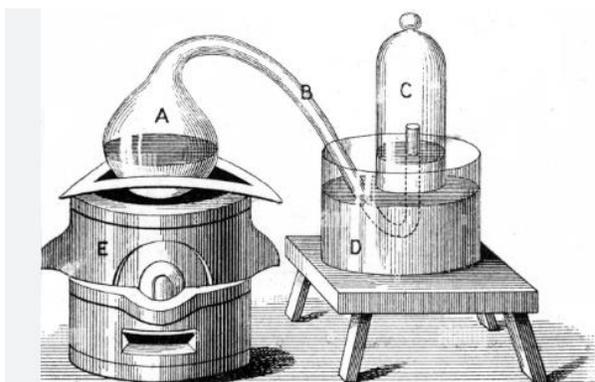


Figura 3 Representación instrumental para la obtención de mercurio y oxígeno.

Nota. Tomado de <https://www.alamy.es/imagenes/m%C3%A1s-lavoisier.html?blackwhite=1&sortBy=relevant>

- Otro científico de renombre Antonie Lavoisier demostró que el comportamiento de los elementos que entran en contacto con ácido, como los metales generan una efervescencia, Lavoisier señala que ese efecto se da por el movimiento excitado en el licor disolvente (ácido) por el desprendimiento de ampollas de aire.

En su momento, Lavoisier creyó que los ácidos eran sustancias que contenían oxígeno y que podían reaccionar con metales para formar sales, este pensamiento a lo mejor surge porque este elemento se generaba como parte de los productos debido a que en algunas combinaciones se liberaba gas y se pensó que el oxígeno era el responsable de este tipo de procesos, asumiendo que este elemento podría estar dentro de la composición de un ácido o de la mayoría reacciones, aunque esta generalización fue un error, el trabajo hecho por Lavoisier permitió entender que el oxígeno tal vez si estaba presente fuese como reactivo o producto, pero no como componente fijo de las sustancias ácidas. Si nos remitimos a la etapa experimental hecha por Lavoisier

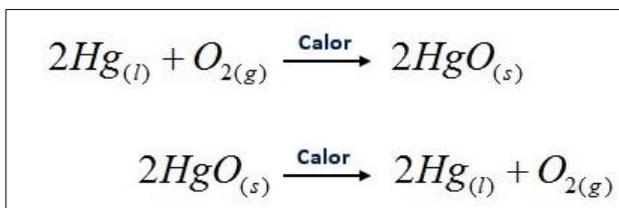


Figura 4 Ecuación moderna del experimento de Lavoisier

Nota. Tomado de <https://www.fullquimica.com/2014/03/antoine-laurente-lavoisier-las-bases.html>

cuando quería explicar la naturaleza de la combustión, por ejemplo cuando trabajo con metales como el mercurio, el cual en ese proceso de calcinación de mercurio en presencia del aire vital (oxígeno) produce una cal roja de mercurio (óxido de mercurio), este producto posteriormente se sometió a calentamiento sin combinarlo con alguna otra sustancia y se logró recuperar el mercurio que a su vez emitía una sustancia gaseosa que se denominó oxígeno, pero este proceso experimental hecho por Lavoisier ¿cómo pudo haber aportado en la comprensión del fenómeno de acidez y la basicidad?. En la química actual se conoce que para la obtención de una base química se debe combinar un óxido básico, que proviene de un metal con oxígeno, tal como lo hizo Lavoisier con el mercurio y el aire vital, pero si la cal reacciona con agua genera un hidróxido. Ahora bien, lo anteriormente descrito

fundamentaría en parte el fenómeno de la basicidad, pero en términos de la acidez se pensó que la disolución de metales siempre se debía a una descomposición del mismo por efecto del ácido o del agua, considerando que el metal se oxigena por acción del ácido y pasaba al estado de óxido y desprende una sustancia aeriforme. (Lavoisier, A. Trad.1798).

Actualmente se sabe por *el tratado elemental de la química* que Lavoisier quería establecer un proceso de sistematización pero con los nombres de las sustancias existentes en esa época, sus experimentos permitieron hacer esa nomenclatura pensando en el oxígeno como elemento central, lo que planteó a nivel experimental esta contextualizado a lo que en textos actuales aparece como formación de ácidos oxácidos, pero resulta no ser una generalidad, ya que se conocen de otros ácidos no están ligados al oxígeno. Entonces sin perder el horizonte hacia el fenómeno de acidez y basicidad el aporte significativo hecho por Lavoisier es el descubrimiento del aire vital “actualmente llamado oxígeno que etimológicamente traduce generador de ácidos, lo cual es cierto si pensamos que es el artífice que se genere una clase de ácidos como los ácidos oxácidos, pero actualmente se conocen otros tipos de ácidos que dependen de otras combinaciones y hablando en términos de su grupo funcional el hidrógeno pasa a ser el protagonista y el oxígeno solo un actor secundario que ayuda . Estas ideas permiten pensar en términos de clasificación dentro de los ácidos aquellos que tienen oxígeno dentro de su composición y otros que no.

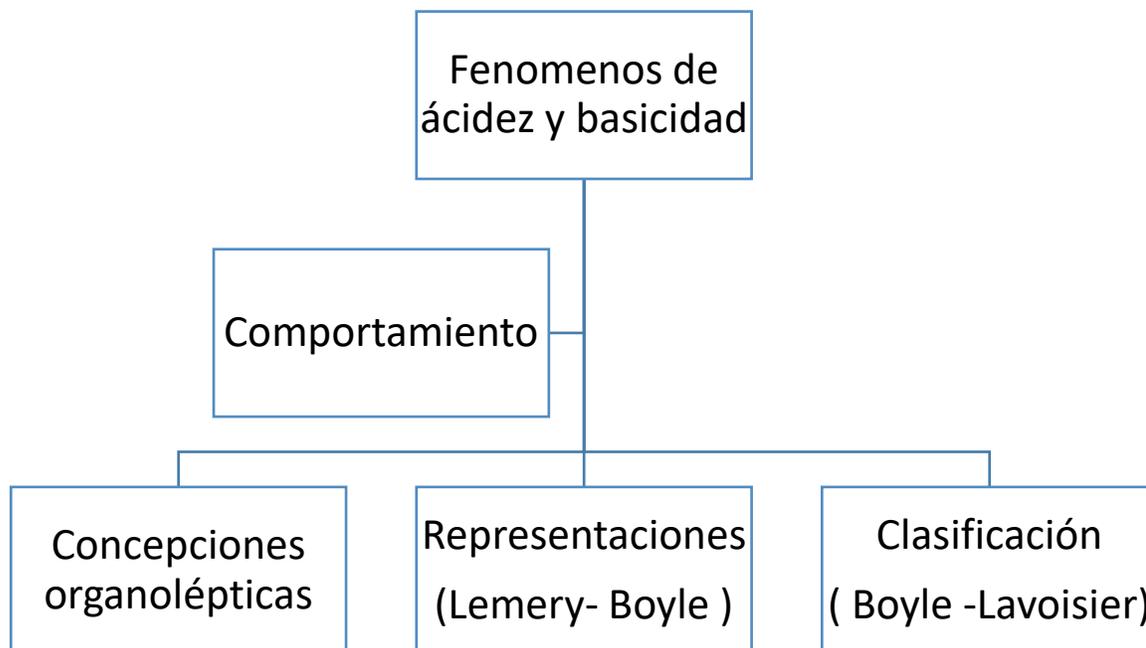


Figura 5 Esquema sobre la interpretación del criterio de organización del comportamiento

Nota. Elaboración propia

El diagrama resume algunas percepciones de científicos que encajan en el criterio comportamental y se identifican a través del sentido del gusto y la visión, cuando se habla de las concepciones organolépticas la lengua reconoce sustancias ácidas o básicas, ya que anatómicamente permite discriminar con cierta facilidad uno del otro por la función que hacen las papilas gustativas.

Desde el punto de las representaciones el comportamiento proviene de la función de observación que se da desde el sentido de la vista y se vincula con una representación abstracta acerca de la forma de esas sustancias (puntas y porosidades), por último, encontramos la de un proceso de sistematización netamente cualitativo-comportamental donde a partir de la incidencia de otras sustancias (indicadores Naturales-oxígeno) permitía diferenciar una sustancia ácida de una básica.

5.2. Ordenamiento de los fenómenos de acidez y basicidad bajo las explicaciones estequiométricas.

En términos del criterio de comportamiento se pudo establecer diferencias entre sustancias ácidas y básicas, pero ¿cómo establecer relaciones entre ellas?

En búsqueda de nuevos criterios de organización aparece a inicios del siglo XIX Benjamín Richter con su idea de matematización de la ciencia química, lo lleva hablar del término afinidad para explicar cómo se relacionan ácidos y bases por medio de reacciones de neutralización y para lograrlo recurre a cálculos de peso que denomina relaciones estequiométricas. Con este fundamento aparece el criterio de ordenamiento, dado por relaciones estequiométricas, está en función de la masa y capacidad de contrarrestar el efecto de una sustancia sobre la otra. Richter suponía que la afinidad de una sustancia estaba en relación directa con la cantidad necesaria para saturar otro cuerpo (Hess, 1842)

A nivel experimental lo que hizo fue comparar cantidades de ácido tartárico y ácido acético necesarios para saturar la misma cal, en los resultados encontró que requirió más del ácido tartárico y concluye que su afinidad es mayor, desplazando así al ácido acético. Lo que prueba que el ácido tartárico logra saturar a la cal con determinada cantidad mayor a la de otro ácido con el que se compara, pero esto no permite relacionarlo con la afinidad, ya que esta se da por la interacción entre los átomos y moléculas generando una relación que cuando se combinan permanecen constantes, mientras que experimentalmente las masas de los reactivos pueden variar como se hizo al dejar una proporción fija de cal, y variando las cantidades de

dos ácidos diferentes. En resumen, la afinidad se da en proporciones fijas y definidas y el experimento se aleja de esa concepción.

Posterior a esa actividad experimental y con otras pruebas él retoma ese asunto de quien puede tener mayor afinidad entre sustancias y concluye que la afinidad no se ejerce en la proporción de las masas que se combinan. Estas conclusiones le permiten pensar mejor sobre la capacidad de saturación y comienza con el ácido fluorhídrico; en este experimento utiliza varias bases, entonces fija 1000 partes de ese ácido y las contrasta para saber cuántas partes necesita para su saturación y los resultados obtenidos fueron:

Tabla 1 Datos experimento Richter

1000 partes de ácido fluorhídrico	1882 partes de cal
	3797 partes de potasa

Anteriormente Richter había comprobado que 1000 partes de ácido muriático requerían determinadas cantidades de cal y potasa como se muestra a continuación:

Tabla 2 Datos experimento de Richter

1000 partes de ácido muriático	1107 partes de cal
	2239 partes de potasa

Con esto demostró que ya sean las cantidades diferentes de álcali sirven para saturar la misma cantidad de ácido, pero difieren las partes de cada base si se toma otro ácido de referencia, pero con las mismas partes en este caso 1000. Con esto Richter completa sus resultados de la experimentación a lo cual se dice que cuando se toman dos ácidos diferentes a razón de 1000 partes están saturados por las mismas sustancias, pero en diferentes relaciones ya que se requieren de diferentes cantidades. Al final todos estos experimentos aquí descritos están relacionados con la neutralización donde interactúan sustancias ácidas y básicas que son de interés de esta investigación. (Hess, 1842)

En el proceso de neutralización solo cuando el ácido y el álcali han sido mezclados en ciertas proporciones que permanecen invariables, es decir se evidenció que independiente del ácido o la base se neutralizan de acuerdo a sus cantidades que dependerán de sus relaciones estequiométricas (Wurtz, 1874)

Tal vez estos análisis hechos a partir de los resultados experimentales era una posible manera de medir la fuerza de bases y ácidos en relación con las proporciones en las que reaccionan, pero la masa no es un factor que interfiera en que un ácido o una base sea más fuerte o débil, esta magnitud lo que permite es establecer un ordenamiento a partir de proporciones fijas vs variación en partes de una base o un ácido de acuerdo a sus relaciones estequiométricas.

Bajo esa misma línea de trabajo de Richter, el científico Ernst Gottfried Fischer llevó a cabo la neutralización de algunas sustancias tomando como referencia un valor estándar de partes de ácido sulfúrico, el valor seleccionado es de 1000 partes del ácido y los resultados fueron los siguientes:

Tabla 3 Datos experimento de Fischer

1000 partes de ácido sulfúrico	859 partes carbonato de sodio	
	793 partes hidróxido de calcio	712 partes de ácido muriático
		1480 partes de ácido acético

Con este experimento Fischer da continuidad a pensar desde la neutralización un sistema de ordenamiento donde se establece inicialmente un valor fijo en este caso de un ácido y se registra cuántas partes en peso requiere para saturarlo, después de determinar quién puede ser la sustancia más básica, a ella se le toma ahora como la proporción fija y se equiparan dos ácidos a ver cuál de ellos logra neutralizarla con partes en masa diferentes donde si establecemos una relación estequiométrica la primera con ácido muriático es 1:1 mientras que con ácido acético es 1:2 (Caro. 2015)

Con este ejercicio logra organizar entre quien es más o menos ácido o básico teniendo presente que si las partes fijas del ácido requieren más de una base, puede indicar que es menos básica, y si requiere menos es más alcalina, ahora pudo Fischer determinar a esa sustancia básica que se catalogó como más básica ponerla en reacción con ácidos y donde menos requiera de ácido ese va ser el más ácido mientras del que se requiera más para neutralizar va ser el menos ácido. Una base necesita una mayor cantidad a la de referencia puesta por el ácido se

catalogará como una base fuerte, necesitando más ácido para llegar a un proceso de neutralización. Sin embargo, tanto para Richter como Fischer establecen proporciones equivalentes del ácido que reaccionó con la base, pero no es válido asegurar que las proporciones en masa sean un referente de ordenamiento de la fuerza de los ácidos o de las bases, ya que no influyen en ella.

5.3. Hacia el camino de una unidad de medida de los fenómenos de la acidez y basicidad

En la identificación de criterios dentro del análisis histórico ¿cómo pensar el fenómeno cuantitativamente estableciendo una medida de la fuerza de los ácidos o de las bases?

Dentro de lo cuantitativo pensaríamos que lo hecho por Richter o Fischer estaría respondiendo a la pregunta, pero definitivamente se habló que la masa no es un referente en términos de fuerza. Entonces hay que contemplar otras mediciones que puedan acercarse a la fuerza, pero hablada desde una disolución en términos de la variable de concentración,

5.3.1. Fuerza en disoluciones de sustancias ácidas y básicas en términos de conductividad

Svante Arrhenius, es un referente actual por su aporte de la *teoría de las disociaciones*, donde se aborda el fenómeno de la acidez y la basicidad de forma directa y explícita, pero analizando su comportamiento dentro de una solución. Él

logró establecer una relación entre la corriente eléctrica y el comportamiento de las sustancias, organizando los ácidos y las bases de mayor a menor, teniendo como referencia la fuerza de una sustancia en una solución acuosa.

Arrhenius en 1883 investigó la conductividad de los electrolitos dependiendo de su concentración y temperatura llegando a la conclusión que las soluciones contienen dos tipos diferentes de moléculas, de las cuales una es no conductora y la otra si puede conducir la electricidad, estas últimas también fueron conocidas como moléculas activas las cuales aumentan en una dilución, con las moléculas inactivas puede suceder que al llegar a una dilución extrema se han transformado en activas.(Arrhenius, S. 1912)

Con lo anterior logró plantear la relación entre el número de moléculas activas y la suma de las moléculas activas e inactivas como el coeficiente de actividad. El coeficiente de actividad de un electrolito a dilución infinita es por tanto tomado como unidad. Para pequeñas diluciones ésta es menor que uno y, puede ser considerada como igual a la proporción de la conductividad molecular actual de la solución al valor límite máximo para el que la conductividad molecular de la misma solución se aproxima con dilución creciente. Esto se obtiene para soluciones que no sean muy concentradas (Arrhenius, 1887)

Entonces si se quiere generar una categorización de la fuerza de los ácidos hasta las bases en función de la conductividad surge la tipología de dos electrolitos: los débiles y fuertes que dependiendo de su grado de disociación, los que se disocian completamente se denominan electrolitos fuertes y aquellos que lo hace de forma incompleta son electrolitos débiles, estos últimos pueden aproximarse a

los fuertes solamente si se diluyen extremadamente debido a que aumenta su zona activa permitiendo fácilmente la conducción de la electricidad. (Arrhenius, S. 1912).

Sin duda hablar de electrolitos débiles o fuertes nos muestra la incidencia de utilizar técnicas como la dilución y la disociación porque permiten evaluar la capacidad que puede tener una solución ácida o básica para conducir la corriente eléctrica. Desde la dilución se logra reducir la concentración de iones lo que permite evaluar un cambio en conductividad, que resulta siendo importante ya que puede arrojar información sobre la fuerza de los electrolitos inmersos en la solución, es decir si los valores de conductividad aumentan a medida que aumenta la dilución se debe a que las moléculas inactivas convirtieron en activas. Ahora desde la disociación los electrolitos débiles o fuertes se disocian en iones dentro de la solución permitiendo conducir fácilmente la electricidad y si hay zonas con mayor cantidad de iones mayor será el valor de conductividad.

La propuesta experimental de Arrhenius es buena, ya que permite pensar que la disociación sea de sustancias ácidas o básicas puede ser la medida cuantitativa de la fuerza, ya que cada una de ellas en solución libera sus iones. Llevando todas esas ideas puntuales expuestas en este documento por Arrhenius si existe mayor cantidad de iones en la solución la fuerza del ácido o la base será mayor dando así un valor mayor de conductividad, pero también es posible en la actualidad por medio de la constante de disociación K_a y K_b comprender la relación que existe entre la concentración y la disociación, al final resulta útil la interpretación de estos valores, porque si las constantes son más altas, más fuerte es la sustancia en términos de acidez y basicidad y a su vez es mayor el grado de disociación.

Entonces las constantes representan la facilidad con la cual las sustancias ácidas y básicas en disolución se disocian en iones, cabe recordar entonces que la diferencia entre sustancias ácidas- básicas fuertes y sustancias ácidas- básicas débiles radica en su capacidad para ionizarse en solución acuosa, pero resulta poco marcada esa diferencia si queremos medir la fuerza de un ácido débil o una base débil en una extrema dilución, debido a que en algún momento un electrolito débil se puede equiparar a un electrolito fuerte si se logra superar las zonas inactivas hasta llegar a las activas, con ello no habría ninguna diferenciación entre ácidos o bases, es decir no habría un ordenamiento de mayor a menor bajo el contexto de la conductividad.

5.3.2. La diferencia de potencial como medida de la acidez y la basicidad.

Pese a que la propuesta hecha por Arrhenius no es funcional para lo que se busca en este trabajo Él deja expuesta la importancia de la concentración de los ácidos y las bases. Entonces ahora si se considera medir la concentración de los iones de sustancias ácidas y básicas en disolución, pero desde su fuerza electromotriz que se genera en el montaje de una semicelda con un indicador de referencia, Se propone medir la diferencia de potencial eléctrico entre una solución de referencia (agua) y la solución con carácter ácido o básico (Ver esquema). La cual se puede expresar como la lectura de pH (potencial de hidrogeno) en disolución. (Calvet,1945).

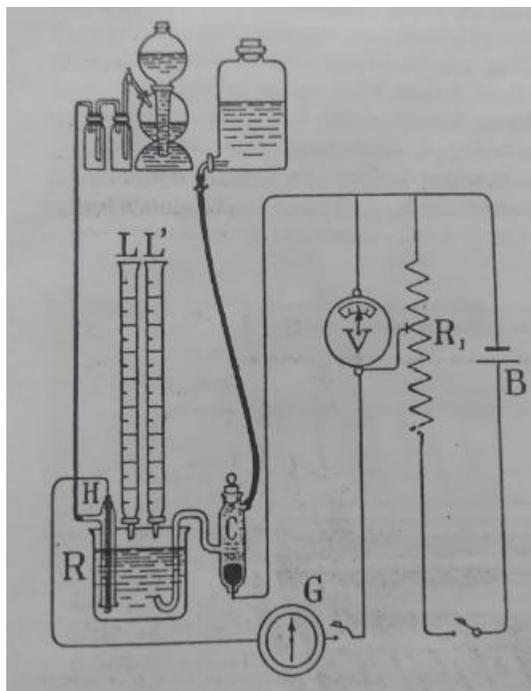


Figura 6 Método eléctrico para medir pH
Nota. Tomado de (Calvet, 1945). P 422

El proceso para este método consiste en montar un sistema de electrodos formando una pila eléctrica de dos líquidos, uno de ellos es el referente y el otro es la solución problema cuya medida de pH se quiere averiguar, para establecer una unión entre los dos líquidos se usa un líquido intermedio conductor que es una sal. La fuerza electromotriz de esta pila es función de las concentraciones y por consiguiente si la concentración del líquido referente es constante se podrá determinar el valor de la concentración desconocida del líquido a analizar. (Calvet, 1945).

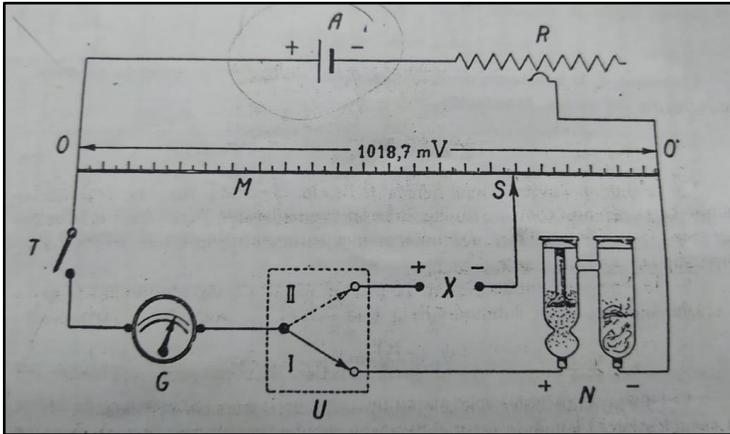


Figura 7 Medida del pH de una disolución por compensación, según el método de Du Bois Reymond
Nota. Tomado de (Calvet, 1945).p 412

El procedimiento de compensación utiliza un puente de medida formado por un potenciómetro M, entre cuyos extremos se mantiene una diferencia de potencial conocida que corresponde a la tensión de una pila (1018.7mV). Entre los extremos de M se conecta también el circuito de compensación que comprende la tensión del sistema de electrodos objeto de la medida. En este circuito está un galvanómetro que comunica en la posición I con un elemento de pila normal X, mientras la posición II conecta con el puente X cuyo potencial se desea medir. (Calvet, 1945).

Esta diferencia de potencial se convierte en una medida de fuerza que proviene de sustancias ácidas o básicas y logra cuantificar cuando se tiene una sustancia a analizar contrastada con un valor de referencia conocido como la del agua, esto permitirá organizar por fuerza de acuerdo a los valores cercanos a ese referente identificando los más o menos ácidos o básicos analizados.

Estos montajes experimentales fueron fundamentales para la construcción de aparatos que midieran ese potencial y que diferenciara claramente una sustancia ácida de una básica. El sustento es la relación que existe entre el potencial y la concentración iónica, al principio los montajes eléctricos se realizaban mediante la

unión de varios componentes unidos por varios cables y no existía un solo instrumento para medir la acidez de una solución, los esquemas que se planteaban podían tener dificultades bien fuera por conexiones erróneas, electrodos con defectos, durabilidad de los instrumentos y poca confiabilidad de los datos que se obtenían.

Aproximadamente en 1935 se dio a conocer un aparato de medida que logro la integración de varios componentes que referenciamos ya en uno solo dispositivo y no funcionaba con electricidad sino con baterías, este dispositivo se llamó acidómetro y posteriormente pH metro. El principio del instrumento es la determinación de la fuerza electromotriz en una celda electroquímica que consta de una solución cuyo pH se quiere medir y dos electrodos uno de referencia cuyo potencial independiente del pH de la solución y el otro es el electrodo indicador que adquiere un potencial que depende del pH de la solución examinada. (Da Silva,2007)

Una de las ventajas de poder hablar de esa construcción que se hizo desde los métodos electrométricos es que con las mejoras y las integraciones de componentes se dio la fiabilidad de las mediciones dando así la posibilidad de comprender cuantitativamente al fenómeno de acidez y basicidad, ya que a partir de referentes podemos organizar las sustancias del más ácido o el mas básico al menos ácido o básico.

Ahora al hacer mi propia construcción conceptual para la comprensión del fenómeno a partir de todos estos aportes hechos por científicos referenciados en este trabajo de investigación, permitieron en primer lugar identificar nuevos criterios

de organización, que son significativos para construir explicaciones validas sustentadas desde un análisis histórico , que permitió tener diferentes percepciones para entender el fenómeno de acidez y basicidad, promoviendo en mi un pensamiento crítico a partir de múltiples ideas que desarrollaron diferentes científicos, y que no pueden ser discriminadas por el tiempo en que fueron trabajadas, resultan siendo funcionales cuando se busca una particularidad del fenómeno ,como por ejemplo criterios de organización de los fenómenos de acidez y basicidad.

Sin duda la discusión sobre el fenómeno hace parte de esta construcción conceptual, y se dio entre pares docentes donde cada uno expuso su interpretación de un mismo texto histórico ante la postura de un científico y el trabajo que desarrollo, permitiendo un intercambio de ideas que hizo más profundo en el análisis del fenómeno en cuestión. Por último al pretender hacer una construcción conceptual propia, es inevitable no hacer una ampliación de conocimientos que lograron procesos de aprendizaje encaminados a promover en mi la creación de un discurso docente que a futuro promueva un pensamiento crítico que les permita discutir si lo que comparte como explicaciones es válido para generar un buen proceso de comprensión , o carece de bases conceptuales sólidas que pueden ser identificadas solo a partir de revisiones textuales de versiones actuales hasta textos ya de corte histórico que muestren variedad de percepciones, pero que permitan hacer el ejercicio de construir el fenómeno a partir de varios enfoques.

6. ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

6.1. Práctica experimental para identificar los comportamientos ácido y básico

¿Cómo identifico el carácter ácido y básico utilizando indicadores de extractos vegetales?

En el análisis histórico un aporte significativo lo realizó Robert Boyle (1664) donde los fenómenos de la acidez y la basicidad fueron identificados por su comportamiento frente a los indicadores de extractos vegetales, enunciados en su libro *“Experiments and considerations touching colours”*. Experimento XX

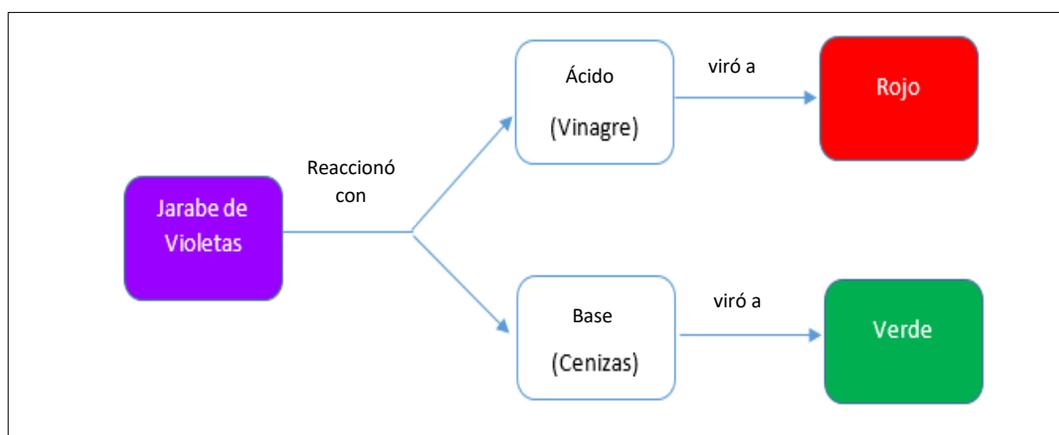


Figura 8 Esquema sobre la interpretación del experimento XX

Nota. Elaboración propia

¿Todos los indicadores de extractos naturales tienen el mismo resultado de viraje propuesto por Robert Boyle?

Para esta actividad experimental se parte de un cuestionamiento, anterior y para ello se proponen algunos extractos naturales con diferentes variedades entre frutas, hortalizas (Verduras y legumbres), que contengan antocianinas, las cuales es importante aclarar que se encontraban en la mayoría de extractos que trabajo

Robert Boyle en su experimentación y adicional hacer un contraste con otro tipo de pigmento vegetal como la curcumina.

Tabla 4 Preparación de extracto de arándanos

EXTRACTO NATURAL # 1 (ARÁNDANOS)	
<u>Extracción del indicador</u>	<u>Procedimiento</u>
En un mortero mediano colocar arándanos frescos y macerarlos, en especial la cáscara para liberar todo el extracto y recolectarlo en un vaso de precipitado con un poco de alcohol como solvente para tener suficiente indicador para valorar sustancias ácidas y básicas.	En vasos de precipitado de 50 ml agregar gotas del indicador obtenido con arándanos en soluciones ácidas y básicas. (Registrar sustancias y cambios de viraje)

Tabla 5 Preparación extracto de repollo morado

EXTRACTO NATURAL # 2 (REPOLLO MORADO)	
<u>Extracción del indicador</u>	<u>Procedimiento</u>
En un recipiente hervir hojas de repollo morado por 15 minutos, esperando que se libere el extracto morado al máximo, dejar enfriar y ya está listo para utilizarlo como un indicador	En vasos de precipitado de 50 ml agregar gotas del indicador obtenido con el repollo morado en soluciones ácidas y básicas. (Registrar sustancias y cambios de viraje)

Tabla 6 Preparación extracto flor del árbol siete cueros

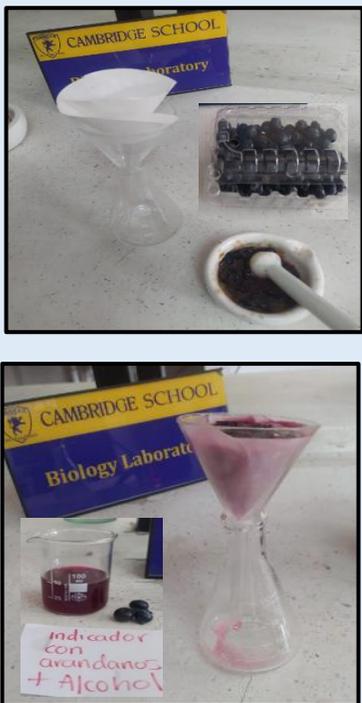
EXTRACTO NATURAL # 3 (FLOR DEL ÁRBOL SIETE CUEROS)	
<u>Extracción del indicador</u>	<u>Procedimiento</u>
En un mortero agregar las flores recolectadas y macerarlas, agregar agua destilada hasta que se libere el extracto y recolectarlo en un vaso de precipitado para usarlo como indicador.	En vasos de precipitado de 50 ml agregar gotas del indicador obtenido con las flores del árbol de siete cueros en soluciones ácidas y básicas. (Registrar sustancias y cambios de viraje)

Tabla 7 Preparación extracto cúrcuma

EXTRACTO NATURAL # 4 (CÚRCUMA)	
<u>Extracción del indicador</u>	<u>Procedimiento:</u>
En un vaso de precipitado tomar una cucharada de cúrcuma con agua y disolverla. Filtrar el indicador con un colador de tela y recolectarlo para usarlo como indicador.	En vasos de precipitado de 50 ml agregar gotas del indicador obtenido con la cúrcuma en soluciones ácidas y básicas. (Registrar sustancias y cambios de viraje)

6.1.1. Desarrollo experimental desde lo comportamental

Tabla 8 Desarrollo experimental con el extracto de arándanos

EXTRACTO NATURAL # 1 (ARÁNDANOS)	
<p><u>Extracción del indicador</u></p> 	<p>La muestra para obtener el indicador se hizo en este desarrollo experimental con la fruta de arándanos, que tiene un alto contenido de antocianinas, los cuales son un grupo de pigmentos solubles en agua y responsable del color de la fruta.</p> <p>La fruta se maceró, pero al principio solo salió el jugo de la pulpa, al notar que la mayor concentración de color estaba en la cáscara, se agregó alcohol y se maceraron las cáscaras con mayor fuerza y allí si empezó a obtener el extracto. Este proceso se repitió 4 veces para obtener 50 ml del indicador.</p> <p>En el diseño experimental se contempló usar un filtro para separar los residuos, pero para obtener el indicador sin impurezas se modificó a un papel filtro y un embudo de vidrio, el proceso demoró más, pero se lograron obtener 50 ml.</p>

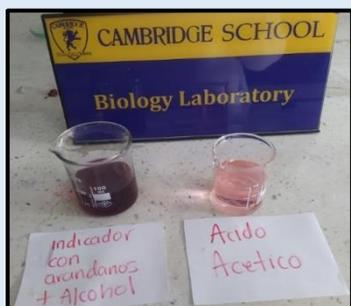
Comportamiento con ácido clorhídrico



Se preparó una solución de ácido clorhídrico a una concentración 1M con un volumen de 100ml, pero se tomó una cantidad no específica ya que solo se quiere ver con este experimento es el comportamiento de la sustancia. Esta preparación se utiliza para los ensayos de con los diferentes indicadores.

Se agregaron 7 gotas del indicador a la solución de ácido clorhídrico y la sustancia viró a un color rosado, en el experimento hecho por Boyle hace referencia que con el jarabe de violetas ante un ácido el comportamiento de color muestra un rojo, pero este se dio ante un ácido débil como el vinagre.

Comportamiento con ácido acético



Se preparó una solución de ácido acético, con concentración desconocida ya que fue vinagre comercial no de grado analítico. Esta solución se utilizará en los ensayos con los diferentes indicadores.

Se agregaron unas gotas del indicador de extracto de arándanos al ácido acético sin diluir y el resultado en cuanto a su viraje muestra un rosado tenue. Acá se esperaba un rojo tal como el experimento de Boyle, pero estuvo alejado el resultado.

Comportamiento con hidróxido de sodio



Se preparó una solución de hidróxido de sodio a una concentración 1M a un volumen de 100ml, pero se tomó una cantidad no específica, ya que la intención de este desarrollo experimental es ver el comportamiento de las sustancias ante los indicadores. Esta solución es utilizada con los diferentes indicadores que se preparan.

El comportamiento del hidróxido ante 7 gotas de indicador de arándanos torna a una coloración amarilla.

Comportamiento con bicarbonato de sodio



Se pesaron 10 gramos de bicarbonato de sodio y se diluyeron en 100 ml de agua, para colocarlo en contraste con el indicador siendo esta una base catalogada como débil.

La solución de bicarbonato de sodio es la que se utilizará con los diferentes indicadores.

Se agregaron unas gotas del indicador de extracto de arándanos a la solución con bicarbonato de sodio, y el resultado es un morado muy tenue. Allí no se hizo tan visible un cambio de color se puede pensar es que se diluyó el indicador dando un tono muy claro dentro de su propio rango de color.

Tabla 9 Desarrollo experimental con extracto repollo morado

EXTRACTO NATURAL # 2 (REPOLLO MORADO)

Extracción del indicador



Se tomó un repollo morado el cual contiene antocianinas que es un pigmento natural, el cual se cortó en porciones más pequeñas. Se deja reposar y se traspasa a otro recipiente para que sirva como indicador.

De izquierda a derecha se encuentran organizados las siguientes sustancias:

1. Agua: Se agregaron 5 gotas del indicador de repollo al tubo de ensayo, la muestra solo se pigmentó con morado sin mostrar un cambio diferente al del indicador, solo se ve más tenue.
2. Bicarbonato de sodio: Se agregaron 5 gotas de indicador de repollo morado a la solución de bicarbonato de sodio y tomó una coloración azul.

**Comportamiento con sustancias
ácidas y básicas**



3. Hidróxido de sodio: Se agregaron 5 gotas del indicador de repollo a la solución preparada con hidróxido de sodio y la coloración que muestra es un amarillo.
4. Agua sin indicador: Se colocó esa muestra con agua sin indicador para ver los cambios de coloración en otras sustancias.
5. Vinagre: Se agregaron 5 gotas del indicador de repollo a la solución de vinagre y viro a un rosado.
6. Ácido clorhídrico: Se agregaron 5 gotas del indicador de repollo a la solución con ácido clorhídrico y viró a un rojo

Tabla 10 Desarrollo experimental con extracto de la flor del árbol siete cueros

EXTRACTO NATURAL # 4 (FLOR DEL ÁRBOL SIETE CUEROS)

Extracción del indicador

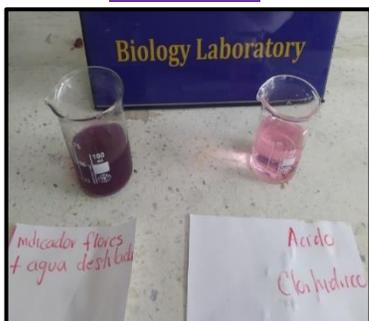


La muestra de las flores se maceró y se agregó agua destilada.

Las flores después de macerarlas se filtraron para obtener el indicador.

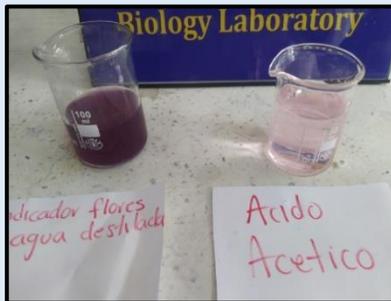
Se obtuvo 50ml del indicador para reconocer el comportamiento de sustancias ácidas o básicas.

**Comportamiento con ácido
clorhídrico**



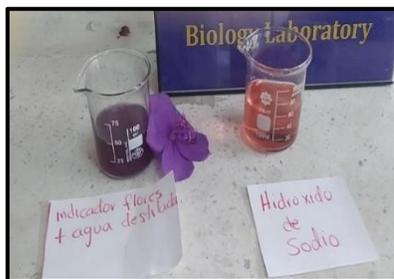
Se agregaron 5 gotas del indicador de extracto de flores a la solución de ácido clorhídrico 1M preparada y la sustancia viró a un color rosado suave.

Comportamiento con ácido acético



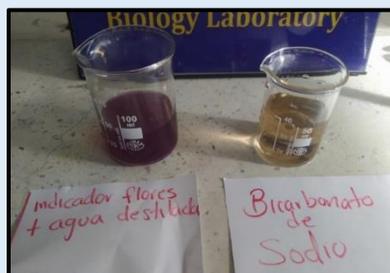
Se agregaron 5 gotas del indicador de extracto de flores a la solución de ácido clorhídrico y el cambio fue muy sutil tomó un color rosado, pero mucho más suave, es poco perceptible.

Comportamiento con hidróxido de sodio



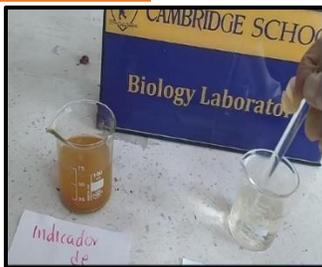
Se agregaron 7 gotas de indicador de extracto de flores a la solución de hidróxido de sodio 1M y el cambio de coloración fue un rosado más oscuro.

Comportamiento con bicarbonato de sodio

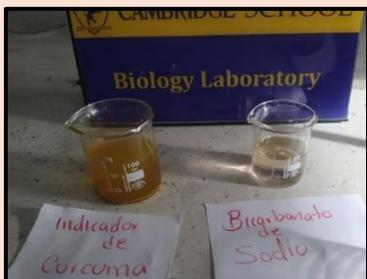


Se agregaron 7 gotas del indicador de extracto de flores a la solución con bicarbonato de sodio tomando un cambio de coloración a un amarillo tenue.

Tabla 11 Desarrollo experimental con extracto de cúrcuma

EXTRACTO NATURAL # 4 (CÚRCUMA EN POLVO)	
<p><u>Extracción de indicador</u></p> 	<p>En un vaso de precipitado agregar una cucharada de cúrcuma y disolver. Este se usará como indicador para soluciones ácidas y básicas</p>
<p><u>Comportamiento con ácido clorhídrico</u></p> 	<p>Se agregaron 7 gotas del indicador de cúrcuma. El resultado es poco perceptible ya que la coloración fue un amarillo muy tenue.</p>
<p><u>Comportamiento con ácido acético</u></p> 	<p>Se agregaron 7 gotas de ácido acético, y se ve un amarillo suave en comparación al indicador de cúrcuma.</p>
<p><u>Comportamiento con hidróxido de sodio</u></p> 	<p>Se agregaron 7 gotas de indicador de cúrcuma a la solución de hidróxido de sodio 1M, el cambio es a un amarillo suave, pero más fuerte en comparación al resultado del ácido clorhídrico.</p>

Comportamiento con bicarbonato de sodio



Se agregaron 7 gotas del indicador de cúrcuma, y el viraje a amarillo es muy tenue en comparación al hidróxido de sodio.

6.1.2. Resultados desde el comportamiento de las soluciones ácidas y básicas

Esta actividad experimental se planteó en esta investigación para identificar los fenómenos de la acidez y la basicidad desde el comportamiento, para ello se parte de la idea presentada por Robert Boyle donde el jarabe extraído de las violetas fue expuesto a otras sustancias esperando su reacción. Al adicionar una sustancia ácida a el jarabe de violetas, este viró a rojo, pero al colocar unas gotas de una sustancia básica como una solución de cenizas cambio a verde. Entonces esto hace pensar que existe un pigmento o colorante ligado a los cambios en la coloración. Consultando sobre los componentes del jarabe de violetas tiene pigmentos naturales llamados antocianinas (Anexo 7).

En la actividad experimental propuesta se inició con un cuestionamiento ¿Todos los indicadores de extractos naturales tienen el mismo resultado de viraje propuesto por Robert Boyle? Para ello se trabajaron con frutas, hortalizas y flores, los resultados algunos cercanos a los virajes propuestos, los arándanos, flores siete

cueros y repollo morado cuyo extracto es de un color morado oscuro, al ponerlo en contacto con sustancias ácidas se ve un rojo claro como resultado al ponerlo en contacto con esos tres indicadores , pero su tonalidad si varía dependiendo del ácido, con el ácido clorhídrico el rojo es más intenso, mientras que con el ácido acético es un rojo más tenue, esto nos hace pensar que es más fuerte que el otro, y se relaciona con que las propiedades que de cada ácido en solución son diferentes, el ácido clorhídrico, se ioniza casi completamente, por tanto, hay una gran cantidad de iones (H^+) en solución, interactuando con las antocianinas e influyendo en sus estructuras, dando colores más intensos, en cambio el ácido acético al ser un ácido débil su porcentaje de disociación no es completa en iones hidronio (H^+) y esto puede afectar la interacción con las antocianinas y por ello da colores menos intensos

Ahora con el hidróxido de sodio el resultado es un amarillo verdoso, esto sucede porque por la variación molecular de las antocianinas en respuesta a la sustancia básica presente adquiere un color azul o verdoso. Cuando se hace el proceso con Bicarbonato el resultado es morado o azul, aunque las dos sustancias son catalogadas como básicas, la diferencia se debe a su alcalinidad mostrando, en el caso del bicarbonato de sodio, un viraje de color menos intenso.

En contraste de estos resultados de aquellos indicadores que si contenían antocianinas en comparación con los expuestos a la curcumina, para el investigador es más fácil diferenciar una sustancia acida de una básica si hay un cambio significativo de color, y esto no fue viable con la curcumina ya que el viraje se da entre el mismo color pero con diferentes tonalidades, tal vez esta sea una razón por

las cuales Robert Boyle trabajo con algunos indicadores que tuviesen antocianinas dentro de su composición.

Con estos resultados vemos que el experimento de Boyle si se pueden variar los extractos , lo importante acá es que los pigmentos que tengan sean antocianinas, ya que estos pueden cambiar en función de las sustancias ácidas y básicas y los colores son cercanos a lo que se propuso en el experimento XX, en si este desarrollo experimental de la época permitió generar una clasificación ante la exposición a un indicador, es significativo sin lugar en duda porque permitía distinguir las sustancias en dos grupos ácidos o básicos, pero haciendo la actividad experimental con otros extractos que contienen antocianinas se puede obtener más información sobre el fenómeno, por ejemplo aunque con las sustancias acidas el color resultante si fue rojo, pero en diferentes tonalidades de acuerdo a lo que se observa , lo que hace pensar que esos colores se dan en ciertos grados de intensidad porque están en función de algo, que en la actualidad ya sabemos que es el pH, pero aunque el concepto no existiera en la época ,el experimento definitivamente daba más de lo que esperaba el científico.

6.2. Practica experimental para ordenar las sustancias de mayor a menor acidez o basicidad.

¿Cómo evidenciar un ordenamiento de sustancias ácidas o básicas a partir de las reacciones de neutralización en las de titulaciones ácido - base?

Benjamín Richter por medio de cálculos de peso que denomina relaciones estequiométricas analiza las posibles maneras de medir la fuerza de ácidos y bases en relación con las cantidades de masa necesarias para la reacción completa

Para estudiar el efecto que pueda tener una sustancia ácida sobre una base o viceversa, en términos de fuerza, se utiliza la titulación como método cuantitativo de análisis que permite determinar una concentración desconocida, en este proceso experimental se da una reacción de neutralización y adicional a ello permite establecer un ordenamiento en proporción de equivalentes capaces de neutralizar una determinada base y viceversa.

Se trabaja con sustancias ácidas y básicas, tomando un ácido y una base como referente y que con ellas se puedan hacer las valoraciones: A continuación, se muestra el listado de sustancias con las cuales se realiza la actividad experimental.

Tabla 12 Ácidos y bases para experimentación

Ácidos	Bases
Ácido clorhídrico	Hidróxido de sodio
Ácido nítrico	Hidróxido de potasio
Ácido sulfúrico	Hidróxido de magnesio
Ácido acético	Amoniaco
Ácido fórmico	Hidróxido de aluminio
Ácido fosfórico	Hidróxido de bario
	Hidróxido de Calcio

Para esta actividad experimental se debe seleccionar un ácido y una base como referente para valorar las otras soluciones, después de ello preparar una solución de HCl al 0.1 M y una solución de NaOH al 0.1M, estandarizar estas dos soluciones, con las demás sustancias se preparan soluciones aproximadamente 0.1M, para consumir menor cantidad reactivos, el indicador que se usará



para estas titulaciones ácido base es la fenolftaleína, que por cambio de coloración de fucsia a transparente o viceversa mostrara el punto de neutralización .

6.2.1. Desarrollo experimental desde el ordenamiento

Tabla 13 Cálculos para preparación de soluciones ácidas y básicas

Preparación de ácido clorhídrico



Cálculos

HCl=(0.1M)

Concentración: 37% Densidad: 1.19 g/ml

$n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.01 \text{ moles de HCl}$

$m = 0.01 \text{ moles} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.3646 \text{ gr}$

$37\% \text{ p/p} \times 1.19 \text{ g/ml} = 44.03\% \text{ p/v}$

44.03 g de HCl ----- 100ml

0.3646 g de HCl----- X

X= 0.82 ml

Se preparó una solución de HCl de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.82 ml con una pipeta graduada de 1ml, se agregó agua destilada hasta el aforo.

Para realizar una estandarización se usó el hidróxido de sodio (NaOH) que se estandarizó con Biftalato de Potasio como patrón primario dando como resultado

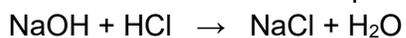
una concentración de 0.092M



Entonces al titular el ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio 0,09M

Se desalojaron 19.7 ml para neutralizar 20 ml de HCl

De acuerdo a la reacción química la relación es 1:1



Entonces para 1 mol de NaOH se requiere 1 mol de HCl

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

$$0.092\text{M de NaOH} \times 19.1\text{ml de NaOH} = [\text{HCl}] \times 20\text{ml}$$

$$x = \frac{0.092\text{M de NaOH} \times 19.7 \text{ ml de NaOH}}{20\text{ml}} = 0.09\text{M de HCl}$$

HCl=0.09M

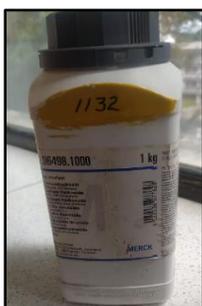
El ácido clorhídrico preparado resultó con una concentración real de 0.09 M, con la cual se valoraran siete bases NaOH, KOH, Mg(OH)₂, NH₃, Al(OH)₃, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂

Preparación de la solución de Hidróxido de Sodio

Cálculos

$$\text{Moles} = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1\text{L} = 0,01\text{moles de NaOH}$$

$$\text{Masa de NaOH} = 0.01\text{moles} \times 40 \text{ g/mol} = 0.4 \text{ g de NaOH}$$



Se preparó una solución de un patrón primario, biftalato de potasio el cual es altamente puro y estable, el cual funciona como una solución estándar para ser valorado por el hidróxido de sodio y conocer con certeza la concentración de la solución básica preparada

Cálculos

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

$$0.1\text{M de NaOH} \times 25\text{ml de NaOH} = [\text{KPH}] \times 100\text{ml}$$

$$x = \frac{0.1\text{M de NaOH} \times 25 \text{ ml de NaOH}}{100\text{ml}} = 0.025\text{M de KPH}$$

$$\text{Moles de KPH} = 0.025 \text{ moles/L} \times 1\text{L} = 0.025 \text{ moles}$$

$$\text{Masa de KPH} = 0.025 \text{ moles} \times 204.22 \text{ g/mol} = 5.1 \text{ g de KPH}$$

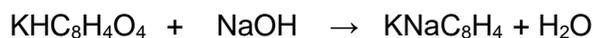
El cálculo anterior permite saber cuánto se debe pesar si se quiere desalojar 25 ml de NaOH, esto con el fin de no desperdiciar reactivos.

Antes del pesaje en una capsula de porcelana se coloca aproximadamente 6 gramos y se llevan a la estufa por 1 hora a 105°C, después de transcurrido el tiempo se deja en la estufa para que se enfríe.

Se usa un erlenmeyer para pesar en la balanza el biftalato de potasio y se logra un valor cercano equivalente a 0.48g, se agrega 100 ml de agua y se agregan 3 gotas de fenolftaleína como indicador.



El proceso de neutralización se genera al desalojar 25ml y de acuerdo a la reacción la reacción en términos de moles es 1:1, es decir 1 mol de biftalato es neutralizada por NaOH



Al realizar la estequiometria para conocer la concentración real de la base fue:

$$0.48 \text{ g KPH} \left(\frac{1 \text{ mol KPH}}{204.22 \text{ g/mol}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol KPH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{0.025 \text{ L}} \right) = 0.092 \text{ mol/L}$$

NaOH= 0.092M

Titulaciones de bases con HCl = 0.09M

Tabla 14 Relaciones estequiométricas y cantidades requeridas en masa para las bases

Hidróxido de sodio (NaOH)	
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Relación 1:1
m= 0.08 g de NaOH	m= 0.073 g de HCl
Hidróxido de potasio (KOH)	
$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	Relación 1:1
m= 0.09 g de KOH	m= 0.062 g de HCl
Hidróxido de magnesio Mg (OH)₂	
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Relación 1:2
m= 0.006 g de Mg(OH) ₂	m= 0.008 g de HCl

<p>Amoniaco NH₃ $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ Relación 1:1 m= 0.017 g de NH₃ m= 0.038 g de HCl</p>
<p>Hidróxido de aluminio Al(OH)₃ $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ Relación 1:3 m= 0.018 g de Al(OH)₃ m= 0.024 g de HCl</p>
<p>Hidróxido de bario Ba(OH)₂ $\text{Ba(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Relación 1:2 m= 0.328 g de Ba(OH)₂ m= 0.070 g de HCl</p>
<p>Hidróxido de calcio Ca(OH)₂ $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Relación 1:2 m= 0.14 g de Ca(OH)₂ m= 0.071 g de HCl</p>

Titulaciones de ácidos con NaOH 0.09M

Tabla 15 Relaciones estequiométricas y cantidades requeridas en masa para los ácidos

<p>Ácido clorhídrico (HCl) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Relación 1:1 m= 0.070 g de NaOH m= 0.064 g de HCl</p>
<p>Ácido Nítrico (HNO₃) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Relación 1:1 m= 0.065 g de NaOH m= 0.100 g de HNO₃</p>
<p>Ácido Sulfúrico (H₂SO₄) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ Relación 2:1 m= 0.274 g de NaOH m= 0.33 g de H₂SO₄</p>
<p>Ácido Acético H₃COOH $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ Relación 1:1 m= 0.069 g de NaOH m= 0.104 g de CH₃COOH</p>
<p>Acido Fórmico HCOOH $\text{NaOH} + \text{HCOOH} \rightarrow \text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O}$ Relación 1:1 m= 0.089 g de NaOH m= 0.101 g de HCOOH</p>
<p>Acido Orto-fosfórico H₃PO₄ $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ Relación 3:1 m= 0.279 g de NaOH m= 0.21 g de H₃PO₄</p>

6.2.2. Resultados desde el ordenamiento

Relaciones masa a masa

Tabla 16 Cantidades requeridas en bases

Ácido 0.09M	HCl	Bases	Relación Experimental	molar	Relación molar Teórica
0.073 g de HCl		0.08 g de NaOH	2.016×10^{-3} : 0.002 (1)		1:1
0.062 g de HCl		0.09 g KOH	1.701×10^{-3} : 0.0017 (1)		1:1
0.008 g de HCl		0.006 g Mg(OH) ₂	0.234×10^{-3} : 1.17×10^{-4} (2)		2:1
0.038 g de HCl		0.017 g de NH ₃	1.03×10^{-3} : 1.02×10^{-3} (1)		1:1
0.025 g de HCl		0.018 g Al(OH) ₃	0.0007 : 2.34×10^{-4} (2.9)		3:1
0.14 g de HCl		0.328 g Ba (OH) ₂	0.00386 : 1.92×10^{-3} (2)		2:1
0.142 g de HCl		0.14 g de Ca (OH) ₂	0.0039 : 0.0019 (2)		2:1

Relaciones masa a masa

Tabla 17 Cantidades requeridas de ácido

Base 0.09M	NaOH	Ácidos	Relación Experimenta	molar	Relación molar Teórica
0.070 g NaOH		0.064 gr de HCl	1.773×10^{-3} : 1.76×10^{-3} (1)		1:1
0.065 g NaOH		0.100g de HNO ₃	1.62×10^{-3} : 1.6×10^{-3} (1)		1:1
0.274 g NaOH		0.33 g de H ₂ SO ₄	0.00684 : 3.42×10^{-3} (2)		2:1
0.069 g NaOH		0.104 g de CH ₃ COOH	1.73×10^{-3} : 1.74×10^{-3} (0.9)		1:1
0,089 g NaOH		0,101 g HCOOH	2.23×10^{-3} : 2.2×10^{-3} (1)		1:1
0.279 g NaOH		0.21 g H ₃ PO ₄	0.007moles : 2.2×10^{-3} (3.1)		3:1

Analizando el fenómeno bajo el criterio de ordenamiento desde el desarrollo experimental en relaciones estequiométricas establecidas por Richter, muestra que al reaccionar una sustancia ácida con una sustancia básica su relación

estequiométrica es relevante, y permite pensar en un criterio de organización, pero no en términos ordenamiento por fuerza, sino solamente en cantidades necesarias para neutralizar otra sustancia.

En esta la actividad experimental se realizaron varias titulaciones teniendo en cuenta que se requiere una concentración conocida la cual después de estandarizaciones dieron como resultado $[HCl]= 0.09M$ y $[NaOH]=0.09 M$.

Con los valores obtenidos se organiza una tabla de cantidades requeridas en gramos para neutralizar determinado ácido o base como referencia la relación estequiométrica dada en la reacción, en esta primera tabla es posible organizar a las bases contemplando cantidades necesarias en gramos para neutralizar los 0,073 g de HCl

Tabla 18 Organización de cantidades requeridas de diferentes bases

Ácido HCl 0.09M	Bases
0.073 g de HCl	0.03 g de NH_3
	0.052 g $Al(OH)_3$
	0.054 g $Mg(OH)_2$
	0.07 g de $Ca(OH)_2$
	0.08 g de NaOH
	0.1 g KOH
	0.17 g $Ba(OH)_2$

De las bases usadas en las titulaciones las relaciones masa a masa obtenidas de esas reacciones con el ácido, permite pensar que donde se requiera menor cantidad es más básico, mientras que si se necesita más cantidad en gramos de una base es menos alcalina.

El método estequiométrico funciona en términos de masas requeridas, y permite saber de qué sustancia se requiere más para neutralizar y se puede así generar una organización de ácidos o bases si tenemos un valor estándar en masa de un ácido o de una base y con ello puedo ordenar en función de la cantidad de masa que se requiera para neutralizar mas no resulta arrojando valores en términos de fuerza.

Ahora con los ácidos se realizó el mismo ejercicio y se organizó como muestra la siguiente tabla:

Tabla 19 Organización de cantidades requeridas de diferentes ácidos

Base NaOH 0.09M	Ácidos
0.070 g NaOH	0.05 g H ₃ PO ₄
	0.064 gr de HCl
	0,079 g HCOOH
	0.08 g de H ₂ SO ₄
	0.105 g de CH ₃ COOH
	0.11g de HNO ₃

En esta segunda parte donde relacionamos un valor estándar en términos de masa 0.007 g de NaOH, se encuentra que se requiere menor cantidad de ácido fosfórico en comparación del ácido nítrico que se necesita más para llegar a la neutralización, sin duda tanto con ácidos y bases el fundamento es cantidades requeridas para neutralizar otra sustancia, pero no resulta ser cierto que estas relaciones estequiométricas me permitan hacer el ordenamiento en términos de fuerza, ya que la masa no es un factor que interfiera para que una sustancia sea más o menos ácidas o básicas.

Al final de este desarrollo experimental se da un ordenamiento, en función de cantidades requeridas para neutralizar siendo que donde se necesite mayor cantidad de sustancia será menos ácida o alcalina, mientras si se requiere menos cantidad es más ácida o básica

6.3. Práctica experimental para construir una medida de la acidez y la basicidad

¿Cómo organizar una medida de la acidez y la basicidad por un método electrométrico?

De acuerdo al libro de Calvet (1945)

los métodos electrométricos se fundamentan a partir del funcionamiento de las pilas eléctricas de concentración, aquí la fuerza electromotriz se genera entre un electrodo de referencia y un electrodo indicador, donde la diferencia de potencial entre estos dos electrodos se convierte en una lectura de pH.

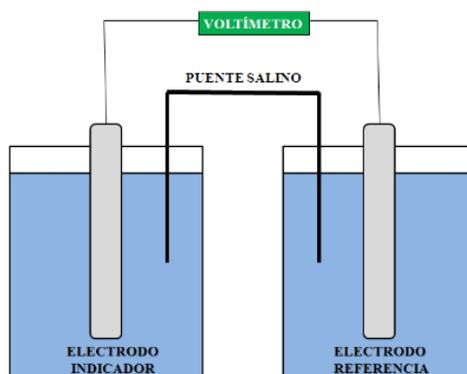


Figura 9 Montaje del método electrométrico actual

Específicamente al tener una sustancia ácida o básica en disolución la concentración de los electrolitos puede cambiar, viéndose reflejado en una diferencia del potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo se puede medir con un voltímetro y que posteriormente se transforma en términos matemáticos a una medida de concentración la cual está relacionada con el pH (potencial de hidrógeno).

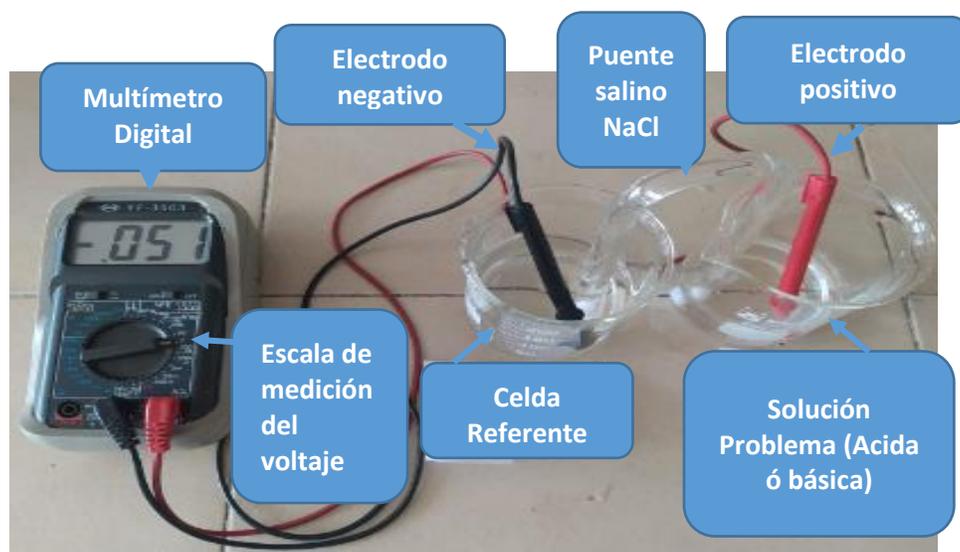
6.3.1 Desarrollo experimental para construir una medida de acidez y basicidad.

Se utilizaron las mismas soluciones que se prepararon para la *Practica experimental para ordenar las sustancias de mayor a menor acidez o basicidad*, pero en este caso el interés cuantitativo era medir las diferencias de potencial tras la construcción de una celda electroquímica, donde se usó un puente salino con cloruro de sodio y el agua como indicador de referencia, para establecer una medida que identifique un ácido de una base.

En este mismo desarrollo experimental se hacen una serie de diluciones a una sustancia ácida y básica con el fin de ver como varia la diferencia de potencial en función de la concentración.

En el laboratorio se realizó con el mismo montaje, solo se varió la sustancia ácida o básica con una determina concentración.

Figura 10 Montaje hecho en el laboratorio



6.3.1. Resultados desde la construcción de una medida para la acidez y basicidad

Tabla 20 Diferencias de potencial en sustancias básicas

Sustancias Básicas	Voltaje
Hidróxido de Calcio	-0.123
Hidróxido de Sodio	-0.0914
Hidróxido de magnesio	-0.0912
Hidróxido de Potasio	-0.073
Hidróxido de Bario	-0.069
Hipoclorito de sodio	-0.041
Hidróxido de aluminio	-0.0192
Amoniaco	-0.019
Bicarbonato de Sodio	-0.011

Estos resultados obtenidos con sustancias básicas permiten pensar en un ordenamiento a partir de la diferencia de potencial. Este primer experimento permite analizar que los valores más grandes en voltaje son de sustancias más básicas, donde lo alcalino predomina siendo así esta nueva organización muestra que el hidróxido de calcio tiene carácter básico más que las otras y le sigue el hidróxido de sodio, terminando con el bicarbonato de sodio, en este proceso experimental todas las sustancias básicas tenían una concentración aproximada a 0.1 M, siendo así el interés se centra en la diferencia de voltaje y es correcto pensar que el valor de diferencia de potencial me determinarían cual de esas sustancias puede ser más

fuerte, siendo los valores más pequeños las bases más débiles y los valores más grandes las bases más fuertes.

Tabla 21 Diferencias de potencial para sustancias ácidas

Sustancias Ácidas	Voltaje (V)
Ácido Cítrico	0.073
Ácido clorhídrico	0.068
Ácido Nítrico	0.050
Ácido Acético	0.047
Ácido Ortofosfórico	0.037
Ácido Sulfúrico	0.032

Dando continuidad a la tabla organizada pero con diferentes sustancias ácidas, pasa algo similar con las bases, ya existe un acercamiento a la unidad de medida a través de la diferencia de potencial que se da con el referente, los resultados obtenidos arrojan que el de mayor carácter ácido es el ácido cítrico y el de menor carácter ácido es el ácido sulfúrico, aunque no coincide con lo que se maneja en literaturas químicas ese orden de las sustancias cabe resaltar que el método electrométrico permite medir el potencial, pero algunos resultados no fueron los esperados porque falta pulir más la técnica por parte del investigador ,pese a ello se generó una organización entre estas sustancias ácidas

negativa son las bases más fuertes, allí también se evidencia una organización de menor a mayor. Cabe aclarar que los valores positivos o negativos no están asociados por ser sustancias ácidas o básicas, esto depende de la polaridad del circuito con respecto al instrumento de medida.

Ahora bien ahí unos resultados expuestos en la recta muestran unas sustancias que sabemos de su carácter fuerte o débil, caso puntual Hidróxido de Calcio (base débil), ácido sulfúrico (ácido fuerte) y ácido crómico (ácido débil), dieron el resultado opuesto pero esto se debe a la falta de afinamiento de la técnica por parte del investigador, pero si se repite el método con las correcciones debidas los datos darán con mayor precisión y están acordes con lo que se conoce de su comportamiento.

Esta es la aproximación más cercana para hablar en términos de fuerza, las otras actividades experimentales permitieron bajo otros criterios organizar las sustancias o diferenciarlas, pero la medida se convierte en un valor fiable donde esas diferencias de potencial me permiten clasificarlas inicialmente , ya que, en este caso, si las diferencias de potencial obtenidos en el montaje de la semicelda construida son positivos estamos hablando de sustancias ácidas, mientras que los valores negativos son sustancias básicas, a su vez permite ordenarlas de mayor a menor, dependiendo si su valor se acerca o se aleja del cero que es el referente.

Tabla 22 Diferencias de potencial en diluciones de ácido Clorhídrico

Diluciones de Ácido Clorhídrico		
VOLUMEN DE DILUCIÓN	CONCENTRACIÓN	VOLTAJE
Sin dilución	0.1M	0.068 V
40ml en 100ml	0.04M	0.058 V
30ml en 100ml	0.03M	0.050 V
20ml en 100ml	0.02M	0.033 V
10ml en 100ml	0.01M	0.026 V
5ml en 100ml	0.005M	0.023 V

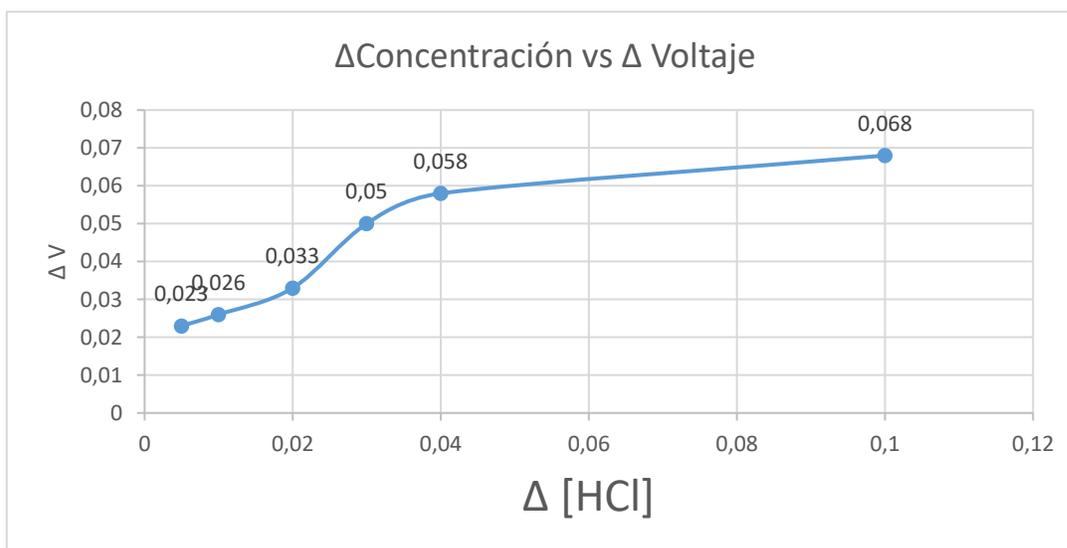
Gráfico 2 Diferencia de potencial vs concentración del ácido clorhídrico

Tabla 23 Diferencias de potencial a diferentes concentraciones del ácido ortofosfórico

Diluciones de Ácido ortofosfórico		
VOLUMEN DE DILUCIÓN	CONCENTRACIÓN	VOLTAJE
Sin dilución	0.1M	0.037 V
40ml en 100ml	0.04M	0.018 V
30ml en 100ml	0.03M	0.012 V
20ml en 100ml	0.02M	0.011 V
10ml en 100ml	0.01M	0.0085 V
5ml en 100ml	0.005M	0.0063 V

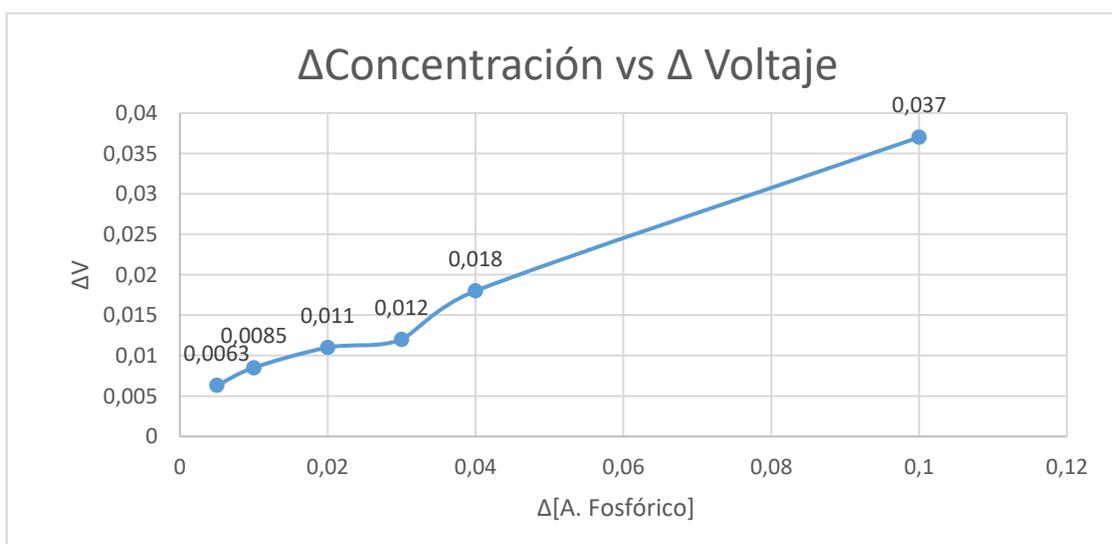
Gráfico 3 Diferencia de potencias vs concentraciones de ácido ortofosfórico

Tabla 24 Diferencias de potencial con diferentes concentraciones de hidróxido de sodio

Diluciones del Hidróxido de Sodio		
VOLUMEN DE DILUCIÓN	CONCENTRACIÓN	VOLTAJE
Sin dilución	0.1M	-0.091
40ml en 100ml	0.04M	-0.081
30ml en 100ml	0.03M	-0.078
20ml en 100ml	0.02M	-0.067
10ml en 100ml	0.01M	-0.063
5ml en 100ml	0.005M	-0.059

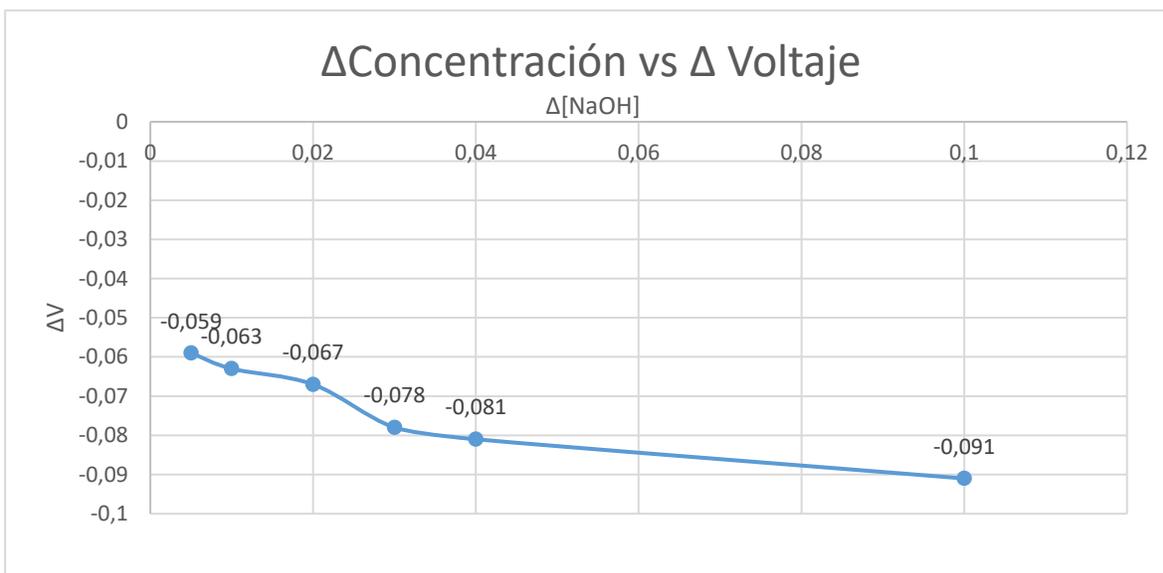
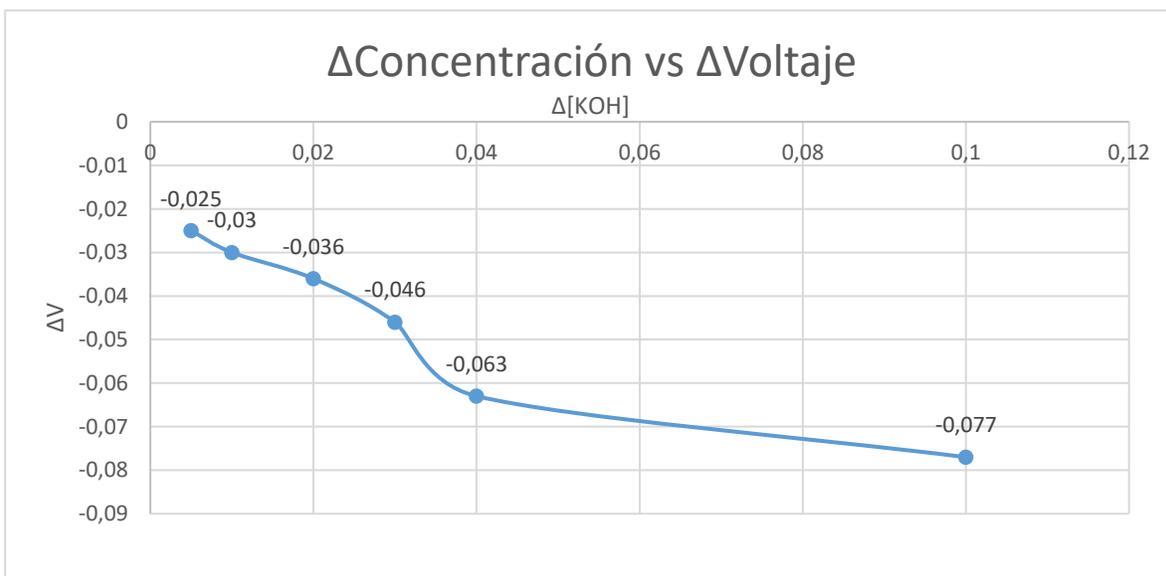
Gráfico 4 Diferencia de potencial vs concentraciones de hidróxido de sodio

Tabla 25 Diferencias de potencial a diferentes concentraciones del hidróxido de potasio

Diluciones del Hidróxido de Potasio		
VOLUMEN DE DILUCIÓN	CONCENTRACIÓN	VOLTAJE
Sin dilución	0.1M	-0.077
40ml en 100ml	0.04M	-0.063
30ml en 100ml	0.03M	-0.046
20ml en 100ml	0.02M	-0.036
10ml en 100ml	0.01M	-0.030
5ml en 100ml	0.005M	-0.025

Gráfico 5 Diferencias de potencial vs concentraciones de hidróxido de potasio

Ahora bien, en un proceso de dilución, el método electrométrico planteado permite ver la influencia de la concentración en la diferencia de potencial, en este caso la gráfica muestra que la tendencia de proceso es que a medida que aumenta la dilución de una solución disminuye la diferencia de potencial, ya que la concentración está disminuyendo, pero en los valores más altos de concentración se predice que llega un punto donde el cambio de la diferencia de potencial no será tan significativo pareciera que se convertirá en constante independiente si se diluye más y esto sucede en las gráficas de sustancias ácidas como básicas.

Al revisar las gráficas de las diluciones de los ácidos y básicas se infiere que a medida que aumenta la dilución, disminuye la concentración y la diferencia de potencial es menor y esto sucede porque al diluir estamos reduciendo la cantidad de iones H^+ o iones OH^- en la solución y la diferencia de potencial está relacionada con su concentración indicado que es menos ácida o menos básica.

En este punto es oportuno retomar el apartado del capítulo de hidrolisis de Calvet (1945), todo el desarrollo experimental aquí mostrado es en esencia una pila eléctrica entre dos líquidos, donde el propósito es averiguar el pH de una solución desconocida a partir de una solución que será el referente con una concentración y pH conocido, dentro de ese montaje debe existir una unión por un líquido intermedio conductor, que es una sal, en esta actividad experimental se utilizó el cloruro de sodio. En este montaje se utilizan dos electrodos, uno en cada solución y se unen por un tubo en U, el electrodo negativo va para la solución de referencia y el electrodo positivo va en la solución que se quiere analizar.

Efectivamente lo que se hizo en esta actividad experimental es un montaje similar pero adaptándolo a materiales e instrumentos que me permitieran tomar valores de diferencia de potencial, los cuales permiten ayudar a comprender los fenómenos de acidez y basicidad ya que se puede interpretar desde la construcción del aparato de medida permite tener una solución ácida o básica donde se genera una actividad química comparada con un referente como el agua dando como resultado una diferencia de potencial y arroja un resultado que se aleja o se acerca al referente.

Entonces si la solución ácida que se analiza tiene una diferencia de potencial bajo es porque hay un alto contenido de iones H^+ y si el valor es alto es porque hay un bajo contenido de iones H^+ . Ahora ese sistema de distribución de cargas en una solución hace que en el caso de una solución básica la concentración de iones (OH^-) , la diferencia de potencial es alto y si el valor es bajo se debe a la baja concentración de iones (OH^-) . Sin duda esta relación entre la concentración de iones y la diferencia de potencial se convierte en una forma cuantitativa de medir y entender a su vez los fenómenos de acidez y basicidad en soluciones químicas.

7. REFLEXIÓN (CONSTRUCCION DE UN DISCURSO)

El proceso hecho en este trabajo resalta la importancia del análisis histórico y la actividad experimental en la construcción explicativa de un fenómeno en ciencias para un docente, que durante el desarrollo de la investigación cumple dos roles, el de estudiante y profesor. Ante la afirmación anterior se genera parte de la reflexión de cómo comprender un fenómeno a partir de diferentes explicaciones que se han gestado a través de la historia, y así generar una construcción propia ante el fenómeno de estudio.

El partir de un contexto histórico permite tener claridad de muchos sucesos que fueron relevantes en su época, pero que a nivel curricular ya no son mencionados, por el reduccionismo a nivel de contenidos que en la actualidad existe. Entonces es importante asumir en primera instancia el rol de estudiante y generar una estructura coherente que facilite la comprensión de los fenómenos de acidez y basicidad que se trabajaron en el desarrollo de esta investigación y que posterior a ello en el rol de docente se pueda ayudar a construir la de los estudiantes.

Sin duda los textos históricos revisados hay intenciones puntuales que las hacen explícitas los científicos, pero que directa o indirectamente relaciona otros fenómenos, es allí que como se empezó buscar información, pero con ciertos criterios entorno a los fenómenos de estudio, que en este caso es la acidez y la basicidad. Es decir, muchos de los científicos referidos en el análisis histórico no estaban trabajando propiamente sobre los fenómenos, pero sus desarrollos

experimentales permitían generar cierta vinculación con los intereses de esta investigación.

Este proceso inicial no fue fácil, porque al momento de buscar dicha información no era tan explícita, toco relacionar términos propios que se manejan dentro de los fenómenos (soluciones acuosas, neutralización, conductividad, virajes entre otros), que permitieron establecer ciertos criterios de organización fundamentales para empezar a comprender el fenómeno, pero bajo la visión de diferentes científicos. Los criterios de organización fueron el comportamiento, ordenamiento y la construcción de la medida para los fenómenos, varios científicos los identificaron, pero accidentalmente hablando, ya que el desarrollo experimental apuntaba a la explicación de algo diferente, pero al reconocerlas se hizo un proceso de selección de información, el cual permitió hacer un análisis histórico a partir de los aportes hechos por algunos científicos.

Las fuentes de información tenían la particularidad de hablar desde lo experimental y es allí que se desarrolla la motivación pensada en el rol docente, como parte de la enseñanza para la construcción a futuro del fenómeno para los estudiantes. Para ello se seleccionaron tres categorías donde se puede analizar los fenómenos y es allí donde se decide hacer la actividad experimental como parte del proceso. La motivación principal comprobar si lo allí planteado siempre se daba un resultado fijo que permitiera explicar los fenómenos de acidez y basicidad o si alteraba alguna variable los resultados pudieran cambiar las explicaciones.

Efectivamente hay que ser flexibles ante el experimento, en los textos revisados no aparece allí como una receta de cocina que se sigue al pie de la letra,

la ventaja de hablar en términos de actividad experimental es que el que quiere aprender va orientando el experimento a lo que quiere obtener a través de preguntas que se van dando solución al hacer las tres fases de la actividad experimental: práctica experimental, desarrollo experimental y resultados desde el criterio de organización identificado. En la primera fase de la actividad experimental se referencia parte del experimento original y comienzan a plantear preguntas intencionadas en las categorías identificadas, de allí es oportuno traer parte del experimento original y se hacen modificaciones que permitan a mi construir los fenómenos de la acidez y la basicidad. En la segunda fase se explicó como se hizo la práctica, mostrando allí el proceso hecho para obtener resultados semejantes a los plantados en los textos históricos. Por último, la tercera fase muestra los resultados y es allí donde podemos corroborar si la actividad experimental permitió comprender el fenómeno desde diferentes criterios de organización.

Al finalizar la actividad experimental los resultados obtenidos independientes de la categoría mostraron que la experimentación es el piso sustenta la construcción de las explicaciones de los fenómenos, y que las percepciones que tenían los científicos en esa época, tienen validez en la actualidad dependiendo de la intencionalidad que tenga el que quiera comprender el fenómeno.

Ahora de acuerdo a mencionado la construcción de los fenómenos de acidez y basicidad se fundamentan en tres categorías presentes en los mismos que van desde lo comportamental, pasando por el ordenamiento hasta establecer una medida. Es evidente en este proceso de investigación que ningún criterio de

organización tiene más relevancia que el otro, se mostró desde el análisis histórico y la actividad experimental que cada criterio una es importante para generar un proceso de comprensión. En el criterio de organización de ordenamiento el experimento por cambios de color mostro que los resultados si fueron muy similares a los de Robert Boyle, y que determinadas variaciones no alteran los resultados, lo contrario pueden reafirmar que esa explicación puede seguir vigente y permite ampliar el espectro de explicaciones entorno a los mismos fenómenos. En el criterio de ordenamiento a partir de las ideas de Fisher y Richter los resultados obtenidos en función de la masa, no permiten un ordenamiento en términos de fuerza, ya que la fuerza no está en función de la masa, entonces la cantidad de sustancia no me puede definir si una sustancia es más ácida básica y menos ácida o básica.

Aunque la finalidad de ese desarrollo experimental era ordenar en términos de fuerza, considero que no fue totalmente fallido ya que si se pudo hacer una organización en términos de sus relaciones , estableciendo una cantidad fija de una sustancia y mirar cuanto se requiere para hacer un procesos de neutralización, considero en este punto que el experimento se complementa si establecemos un valor fijo de concentración para todas las sustancias que se analicen, ya que al tener diversas concentraciones y de diferentes sustancias no permite ver entre ellas quien puede requerir más o menos para neutralizar es decir si algo es fuerte o débil, pero conociendo la concentración de iones en solución si es posible concretar más este criterio.

Terminando estas actividades aparece el criterio de medición donde los métodos electrométricos se emplean en el desarrollo de una celda electroquímica

donde se mide la diferencia de potencial en función de la concentración, obteniendo allí un acercamiento a la medida del pH, por medio de análisis de las variaciones de la diferencia de potencial, al igual que en los otros experimentos se hicieron modificaciones, estas mismas evidenciaron comportamientos que relacionan una variable en función de otra, arrojando datos que permite ubicar numéricamente a los fenómenos , dependiendo de las condiciones del experimento como por mencionar variar las concentraciones al momento de diluir o el tener un valor fijo de concentración independiente de la sustancia ácida o básica.

Al hablar de esas diluciones permitió pensar de los fenómenos la relación tan estrecha que tiene la diferencia de potencial con las concentraciones y que son directamente proporcionales porque si se disminuye la concentración sea de una sustancia ácida o básica, disminuye la diferencia de potencial.

El método electrométrico fue determinante para la construcción de una medida de los fenómenos, fue posible cuantificar la diferencia de potencial y ella por si sola con un referente como el agua permite dar un ordenamiento, pero desde la medida, en el caso de las sustancias ácidas sus valores fueron positivos y quien estaba más cerca del referente era menos ácida y quien estaba más alejado era más fuerte. Con las sustancias básicas los valores fueron negativos y los que estaban cerca en la línea recta al cero eran las más débiles dentro de ellas, pero los valores más alejados eran sin duda las sustancias básicas más fuertes. Sin duda ya la medida se perfila a la escala numérica que conocemos del pH que va de 0 a 14, pero para ello se hacen unos procedimientos matemáticos, que no se trabajan

en esta investigación, donde se cambian esas expresiones de diferencia de potencial por valores que están dentro de la escala de pH.

Sin duda todas estas adaptaciones hechas dentro de la actividad experimental son sujetas a cambios dependiendo de las interpretaciones que le pueda dar un estudiante o quien analice los fenómenos, es entonces oportuno pensar en que a medida que cada individuo aprende la actividad experimental se puede adaptar de acuerdo a las intenciones de quien desea comprender el fenómeno, y a su vez ayudar a otros a orientar como hacer una construcción propia.

Esta reflexión se cierra con la parte discursiva ya desde el rol docente, donde la comunicación efectiva se convierte en la posibilidad de compartir como se hizo el constructo personal ante los fenómenos , pero posibilitando hacer un ejercicio propio de construcción solo mostrando la infinidad de posibilidades en las cuales se puede analizar un fenómenos de estudio, es fundamental que aunque se tenga el rol de docente profesionalmente hablando , constantemente se es estudiante porque estamos en la obligación de primero comprender para después enseñar , pero no solo como trasmisión repetitiva de conceptos sino posibilitando la construcción de explicaciones con sustentos válidos, que la misma historia ha validado a través del tiempo hasta la actualidad.

Este trabajo al final pretende impactar a mis colegas docentes y que se pueda difundir esta investigación no solo en el área de ciencias sino en cualquier disciplina donde un objeto se pueda considerar un fenómenos de estudio ,no ínsita a ser una replica para elaborar un discurso docente, invita a que cualquiera con un rol docente haga una construcción explicativa de cualquier fenómeno pero haciendo uso de las

percepciones de diversos autores a través de la historia y contrastándolas con lo actual, pero es importante considerar que para comprobar cualquier cosa trabaja en el pasado entorno al fenómeno debe ser susceptible a replicas , modificaciones y adaptaciones dependiendo de lo que busque el profesor. Ya se hizo un acercamiento para dar a conocer este trabajo y es la participación como ponente en el IV Encuentro de Estudios Históricos para la Enseñanza de las Ciencias y VI Encuentro de Enseñanza de la Mecánica. Adicional a ello se realizará próximamente la publicación del artículo de este trabajo de tesis en la revista del grupo de estudios histórico críticos y enseñanza de las ciencias

8. CONCLUSIONES

En el desarrollo de este trabajo de grado se identificaron las transiciones de explicaciones, pero a partir del reconocimiento de criterios de organización implícitos en los fenómenos de acidez y basicidad. Esto fue posible por medio de la revisión documental y análisis histórico que permitieron vislumbrar que cada fenómeno podía ser analizado a partir de su comportamiento, ordenamiento y medida. Cabe resaltar que no fue un proceso fácil, ya que en la revisión documental aparecían varios científicos que hacían acercamiento indirecto a los fenómenos de estudio, pero que al final los criterios de organización que surgieron fueron por coincidencias de explicaciones provenientes de diferentes científicos.

Se logró el diseño y ejecución de tres actividades experimentales, una por cada criterio de organización identificado, estas se planearon y fueron puestas en marcha con los parámetros de tener una práctica, un desarrollo y resultados con su respectivo análisis. Al final se pudieron adaptar los diseños experimentales de esas épocas al contexto actual y que a futuro cercano cualquier lector pueda hacer su propia construcción de discursos, adecuándolo a las necesidades que docente tenga, y que independiente de ciertas variaciones en las actividades experimentales, los resultados obtenidos son muy similares a los obtenidos en esa época, aunque la intención no fuera la misma, permitía explicar otros fenómenos que no estaban contemplados inicialmente por los científicos.

Todo ello permitió reflexionar desde el rol docente y como la actividad experimental la base para la construcción de explicaciones y esta misma puede ser

usada como una herramienta didáctica para que motive a construir explicaciones entorno a los que les genere interés y curiosidad.

Se pudo evidenciar que un fenómeno puede ser comprendido por medio de diferentes explicaciones y que este proceso de aprendizaje no está planeado y no se basa en seguir una serie de pasos, es una construcción que va depender de la intención de quien esté en el rol de estudiante ,y que se puede orientar haciendo una búsqueda de información, no solo de fuentes actualizadas sino de puntos de vista que se han ido dejando a través de la historia y que por el reduccionismo en contenidos hemos dejado de contemplarlos, pero que aún son válidas y se sustenta en su desarrollo experimental por los resultados obtenidos que fueron los que permitieron generar categorías que se analizaron durante el desarrollo de este trabajo y que al final pasaron de lo cualitativo a lo cuantitativo haciendo más sólidos los fenómenos en cuanto a sus explicaciones.

,

9. REFERENCIAS

Alméciga, A. & Muñoz, M. (2013). *pH, historia de un concepto. Análisis en textos de educación superior*, Trabajo de tesis para optar al título de magister en docencia de la química. Universidad Pedagógica Nacional. Pg,40.

Ayala, M., Malagón, J.& Sandoval, S. (2011). *Experimento en el Aula comprensión de fenomenologías y comprensión de magnitudes. El pH como Magnitud. Aspectos Teóricos y Experimentales*. Universidad Pedagógica Nacional.

Arrhenius, S. (1912). *Theories on Solutions*. London: Oxford University Press.

Boyle, R. (1664). *Experimental History of colours*. London: Henry Herringman.

Boyle, R. (1979). *Selected philosophical papers*. New York: M.A.
https://books.google.je/books?id=_tNzGMLGSGwC&printsec=frontcover&hl=es#v=onepage&q&f=false

Calvet, Enrique (1945). *Química general aplicada a la industria con prácticas de laboratorio*. Tomo I. Química, Física. Barcelona Salvat.

Caro, O. & Mosquera, D. (2015) *Análisis Histórico-Critico y Actividad Experimental en la Enseñanza de la Basicidad*. Universidad Pedagógica Nacional.

Cruz, C. M. (2015). *Nicolas Lemery (1645-1715) y su teoría físico-química sobre diversos fenómenos de interés para las ciencias de la tierra*. Ediciones Universidad de Salamanca, 318

Da Silva, & Alfonso, J. C (2007). De Svante Arrhenius ao peagâmetro digital: 100 años de medida de acidez. *Química Nova*. Pg 237- 238

Garzón, G. A. (2008). Las Antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos: Revisión. *Acta biológica colombiana*, pp 28-38.

Hess, M. (1842). On the scientific labours of Jeremias Benjamin Richter. *Philosophical Magazine and Journal of Science*, 81-95

Jaime, F. (2020). *El modelo de Arrhenius: enseñanza de los conceptos de acidez y basicidad, desde un ambiente de aprendizaje histórico-experimental en química*. Tesis de Maestría. Universidad Pedagogía Nacional. Pg. 15

Lavoisier, A. (1798). *Tratado elemental de química*. Traducción al español Juan Manuel Munarriz. España: Madrid en la imprenta real.

Tresguerres, J. A. (2005). *Fisiología Humana*. Mexico : Mc Graw Hill.

Wilh, O. (1887). *On The Dissociation Of Substances Dissolved in Water by Svante Arrhenius*. *Zeitschrift fur Physikalische Chemie* pg 631

Wurtz, A. (1874). Proporciones definidas, equivalentes. En A. Wurtz, *Lecciones elementales de Química Moderna* (págs. 19-29). Madrid: Carlo Bailly - Bailliere.

10. ANEXOS

ANEXO 1

Cálculos estequiométricos de las titulaciones

Titulaciones de Bases con HCl = 0.09M

Hidróxido de Sodio (NaOH)



ml desalojados= 22.4 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 22.4 \text{ ml de HCl} = [\text{NaOH}] \times 20\text{ml de NaOH}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 22.4 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de NaOH}} = 0.10\text{M de NaOH}$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0224 \text{ L} = 2.016 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 2.016 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.073 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.10\text{moles/L} \times 0.02 \text{ L} = 0.002 \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 0.002 \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.08 \text{ g de NaOH}$$

Hidróxido de Potasio (KOH)



ml desalojados= 18.9 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 16.9 \text{ ml de HCl} = [\text{KOH}] \times 20\text{ml de KOH}$$

$$[\text{KOH}] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 18.9 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de KOH}} = 0.085\text{M de KOH}$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0189 \text{ L} = 1.701 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 1.701 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.062 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.085\text{moles/L} \times 0.02 \text{ L} = 0.0017 \text{ moles de KOH}$$

$$m = 0.0017 \text{ moles de KOH} \times 56.11 \text{ g/mol} = 0.09 \text{ g de KOH}$$

Hidróxido de Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$



ml desalojados= 1.3 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 1.3 \text{ ml de HCl} = [\text{Mg}(\text{OH})_2] \times 20\text{ml de Mg}(\text{OH})_2$$

$$[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 1.3 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de Mg}(\text{OH})_2} = 0.0058\text{M de Mg}(\text{OH})_2$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0013 \text{ L} = 1.17 \times 10^{-4} \text{ moles} \times 2 = 0.234 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 0.234 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.008 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.0058\text{moles/L} \times 0.02 \text{ L} = 1.17 \times 10^{-4} \text{ moles de Mg}(\text{OH})_2$$

$$m = 1.17 \times 10^{-4} \text{ moles de Mg(OH)}_2 \times 58.33 \text{ g/mol} = 0.006 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

Amoniaco NH_3



ml desalojados = 11.5 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 11.5 \text{ ml de HCl} = [\text{NH}_3] \times 20\text{ml de NH}_3$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 11.5 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de NH}_3} = 0.051\text{M de NH}_3$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0115 \text{ L} = 1.03 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 1.03 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.038 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.051\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 1.02 \times 10^{-3} \text{ moles de NH}_3$$

$$m = 1.02 \times 10^{-3} \text{ moles de NH}_3 \times 17.03 \text{ g/mol} = 0.017 \text{ g de NH}_3$$

Hidróxido de Aluminio Al(OH)_3



ml desalojados = 2.6 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 2.6 \text{ ml de HCl} = [\text{Al(OH)}_3] \times 20\text{ml de Al(OH)}_3$$

$$[\text{Al(OH)}_3] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 2.6 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de Al(OH)}_3} = 0.0117\text{M de Al(OH)}_3$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0026 \text{ L} = 2.34 \times 10^{-4} \times 3 = 0.0007 \text{ moles de HCl}$$

$$m = 0.0007 \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.025 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.0117\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 2.34 \times 10^{-4} \text{ moles de Al(OH)}_3$$

$$m = 2.34 \times 10^{-4} \text{ moles de Al(OH)}_3 \times 78 \text{ g/mol} = 0.018 \text{ g de Al(OH)}_3$$

Hidróxido de Bario Ba(OH)_2



ml desalojados = 21.5 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 21.5 \text{ ml de HCl} = [\text{Ba(OH)}_2] \times 20\text{ml de Ba(OH)}_2$$

$$[\text{Ba(OH)}_2] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 21.5 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de Ba(OH)}_2} = 0.096\text{M de Ba(OH)}_2$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0215 \text{ L} = 1.93 \times 10^{-3} \times 2 = 0.00386 \text{ moles de HCl}$$

$$m = 0.00386 \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.14 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.096\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 1.92 \times 10^{-3} \text{ moles de Ba(OH)}_2$$

$$m = 1.92 \times 10^{-3} \text{ moles de Ba(OH)}_2 \times 171.34 \text{ g/mol} = 0.328 \text{ g de Ba(OH)}_2$$

Hidróxido de Calcio Ca(OH)_2



ml desalojados= 21.7 ml

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

$$0.09\text{M HCl} \times 21.7 \text{ ml de HCl} = [\text{Ca(OH)}_2] \times 20\text{ml de Ca(OH)}_2$$

$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{0.09\text{M de HCl} \times 21.7 \text{ ml de HCl}}{20\text{ml de Ca(OH)}_2} = 0.097\text{M de Ca(OH)}_2$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0217 \text{ L} = 1.953 \times 10^{-3} \times 2 = 0.0039\text{moles de HCl}$$

$$m = 0.0039\text{moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.142 \text{ g de HCl}$$

$$n = 0.097\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 0.0019 \text{ moles de Ca(OH)}_2$$

$$m = 0.0019 \text{ moles de Ca(OH)}_2 \times 74.09 \text{ g/mol} = 0.14 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

Titulaciones de ácidos con NaOH 0.09M

Ácido Clorhídrico (HCl)



ml desalojados= 19.7 ml

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

$$0.09\text{M NaOH} \times 19.7 \text{ ml de NaOH} = [\text{HCl}] \times 20\text{ml de HCl}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0.09\text{M de NaOH} \times 19.7 \text{ ml de NaOH}}{20\text{ml de HCl}} = 0.088\text{M de HCl}$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0197 \text{ L} = 1.773 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 1.773 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.070 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.088\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 1.76 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 1.76 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.064 \text{ g de HCl}$$

Ácido Nítrico (HNO_3)



ml desalojados= 18.1 ml

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

$$0.09\text{M NaOH} \times 24.8 \text{ ml de NaOH} = [\text{HNO}_3] \times 20\text{ml de HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{0.09\text{M de NaOH} \times 18.1 \text{ ml de NaOH}}{20\text{ml de HNO}_3} = 0.08\text{M de HNO}_3$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09\text{moles/L} \times 0.0181 \text{ L} = 1.62 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 1.62 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.065 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.08\text{moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 1.6 \times 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$m = 1.6 \times 10^{-3} \text{ moles de HNO}_3 \times 63.01 \text{ g/mol} = 0.100 \text{ g de HNO}_3$$

Ácido Sulfúrico (H_2SO_4)



ml desalojados= 38ml

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

$$0.09M \text{ NaOH} \times 38 \text{ ml de NaOH} = [H_2SO_4] \times 20 \text{ ml de } H_2SO_4$$

$$[H_2SO_4] = \frac{0.09M \text{ de NaOH} \times 38 \text{ ml de NaOH}}{20 \text{ ml de } H_2SO_4} = 0.171M \text{ de } H_2SO_4$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09 \text{ moles/L} \times 0.038 \text{ L} = 3.42 \times 10^{-3} \times 2 = 0.00684 \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 0.00684 \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.274 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.171 \text{ moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 3.42 \times 10^{-3} \text{ moles de } H_2SO_4$$

$$m = 3.42 \times 10^{-3} \text{ moles de } H_2SO_4 \times 98.08 \text{ g/mol} = 0.33 \text{ g de } H_2SO_4$$

Ácido Acético CH_3COOH



ml desalojados= 19.2ml

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

$$0.09M \text{ NaOH} \times 19.25 \text{ ml de NaOH} = [CH_3COOH] \times 20 \text{ ml de } CH_3COOH$$

$$[CH_3COOH] = \frac{0.09M \text{ de NaOH} \times 19.2 \text{ ml de NaOH}}{20 \text{ ml de } CH_3COOH} = 0.087M \text{ de } CH_3COOH$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09 \text{ moles/L} \times 0.0192 \text{ L} = 1.73 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 1.73 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.069 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.087 \text{ moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 1.74 \times 10^{-3} \text{ moles de } CH_3COOH$$

$$m = 1.74 \times 10^{-3} \text{ moles de } CH_3COOH \times 60.05 \text{ g/mol} = 0.104 \text{ g de } CH_3COOH$$

Acido Fórmico $HCOOH$



ml desalojados= 24.8 ml

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

$$0.09M \text{ NaOH} \times 24.8 \text{ ml de NaOH} = [HCOOH] \times 20 \text{ ml de } HCOOH$$

$$[HCOOH] = \frac{0.09M \text{ de NaOH} \times 24.8 \text{ ml de NaOH}}{20 \text{ ml de } HCOOH} = 0.11M \text{ de } HCOOH$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09 \text{ moles/L} \times 0.0248 \text{ L} = 2.23 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 2.23 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.089 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.11 \text{ moles /L} \times 0.02 \text{ L} = 2.2 \times 10^{-3} \text{ moles de } HCOOH$$

$$m = 2.2 \times 10^{-3} \text{ moles de } HCOOH \times 46.03 \text{ g/mol} = 0.101 \text{ g de } HCOOH$$

Acido Orto-fosfórico H_3PO_4



ml desalojados= 26.1 ml

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

$$0.09M \text{ NaOH} \times 26.1 \text{ ml de NaOH} = [H_3PO_4] \times 20 \text{ ml de } H_3PO_4$$

$$[H_3PO_4] = \frac{0.09M \text{ de NaOH} \times 26.1 \text{ ml de NaOH}}{20\text{ml de } H_3PO_4} = 0.11M \text{ de } H_3PO_4$$

Relación en términos de masa

$$n = 0.09 \text{ moles/L} \times 0.0261 \text{ L} = 2.34 \times 10^{-3} \times 3 = 0.007 \text{ moles de NaOH}$$

$$m = 0.007 \text{ moles de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 0.279 \text{ g de NaOH}$$

$$n = 0.11 \text{ moles/L} \times 0.02 \text{ L} = 2.2 \times 10^{-3} \text{ moles de } H_3PO_4$$

$$m = 2.2 \times 10^{-3} \text{ moles de } H_3PO_4 \times 98 \text{ g/mol} = 0.21 \text{ g de } H_3PO_4$$

ANEXO 2

Cálculos para preparación de soluciones para la actividad experimental desde la medida

Preparación de ácido Clorhídrico

Cálculos

HCl=(0.1M)

Concentración: 37% Densidad: 1.19 g/ml

$$n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.01 \text{ moles de HCl}$$

$$m = 0.01 \text{ moles} \times 36.46 \text{ g/mol} = 0.36 \text{ gr}$$

$$37\% \text{ p/p} \times 1.19 \text{ g/ml} = 44.03\% \text{ p/v}$$

$$44.03 \text{ g de HCl} \text{ ----- } 100\text{ml}$$

$$0.36 \text{ g de HCl} \text{ ----- } X$$

$$X = 0.82 \text{ ml}$$

Se preparó una solución de HCl de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.82 ml y se agregó agua destilada hasta el aforo.

[HCl]=0.1M

Preparación de ácido nítrico

Concentración: 69% Densidad: 1.40 g/ml

$$n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.01 \text{ moles de HNO}_3$$

$$m = 0.01 \text{ moles} \times 63.01 \text{ g/mol} = 0.63 \text{ gr}$$

$$69\% \text{ p/p} \times 1.40 \text{ g/ml} = 96.6\% \text{ p/v}$$

$$96.6 \text{ g de HNO}_3 \text{ ----- } 100\text{ml}$$

$$0.63 \text{ g de HNO}_3 \text{ ----- } X$$

$$X = 0.65 \text{ ml}$$

Se preparó una solución de HNO₃ de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.65ml y se agregó agua destilada hasta el aforo.

[HNO₃]=0.1M

Preparación de ácido Sulfúrico

Concentración: 96% Densidad: 1.84 g/ml

$$n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.01 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

<p> $m=0.01 \text{ moles} \times 98.08 \text{ g/mol} = 0.98 \text{ gr}$ $96\% \text{ p/p} \times 1.84 \text{ g/ml} = 176.64\% \text{ p/v}$ $176.64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 100\text{ml}$ $0.98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } X$ $X = 0.55 \text{ ml}$ Se preparó una solución de H_2SO_4 de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.55ml y se agregó agua destilada hasta el aforo. $[\text{H}_2\text{SO}_4]=0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de ácido Acético Concentración: 99.5% Densidad: 1.04 g/ml $n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1\text{L} = 0.01 \text{ moles de CH}_3\text{COOH}$ $m=0.01 \text{ moles} \times 60 \text{ g/mol} = 0.60\text{gr}$ $96\% \text{ p/p} \times 1.84 \text{ g/ml} = 103.48\% \text{ p/v}$ $103.48 \text{ g de CH}_3\text{COOH} \text{ ----- } 100\text{ml}$ $0.60 \text{ g de CH}_3\text{COOH} \text{ ----- } X$ $X = 0.58 \text{ ml}$ Se preparó una solución de CH_3COOH de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.58ml y se agregó agua destilada hasta el aforo. $[\text{CH}_3\text{COOH}]=0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de ácido ortofosfórico Concentración: 85% Densidad: 1.71 g/ml $n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1\text{L} = 0.01 \text{ moles de H}_3\text{PO}_4$ $m=0.01 \text{ moles} \times 98 \text{ g/mol} = 0.98\text{gr}$ $85\% \text{ p/p} \times 1.71 \text{ g/ml} = 145.35\% \text{ p/v}$ $145.35 \text{ de H}_3\text{PO}_4 \text{ ----- } 100\text{ml}$ $0.98 \text{ g de H}_3\text{PO}_4 \text{ ----- } X$ $X = 0.67 \text{ ml}$ Se preparó una solución de H_3PO_4 de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.58ml y se agregó agua destilada hasta el aforo. $[\text{H}_3\text{PO}_4]=0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de ácido cítrico $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}_7 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ $m=0.01 \text{ moles} \times 192 \text{ g/mol} = 0.98\text{gr}$ $[\text{C}_7\text{H}_8\text{O}_7]=0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de la solución de hidróxido de Sodio Cálculos $m=0.01 \text{ moles} \times 40 \text{ g/mol} = 0.4\text{gr}$ $[\text{NaOH}] = 0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de la solución de hidróxido de potasio Cálculos $m=0.01 \text{ moles} \times 56 \text{ g/mol} = 0.56 \text{ gr}$ $[\text{KOH}] = 0.1\text{M}$ </p>
<p> Preparación de la solución de hidróxido de magnesio </p>

<p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 58 \text{ g/mol} = 0.56 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 0.1\text{M}$</p>
<p>Preparación de la solución de hidróxido de aluminio</p> <p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 78 \text{ g/mol} = 0.78 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{Al}(\text{OH})_3] = 0.1\text{M}$</p>
<p>Preparación de la solución de hidróxido de bario</p> <p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 171,34 \text{ g/mol} = 1.71 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 0.1\text{M}$</p>
<p>Preparación de la solución de hidróxido de calcio</p> <p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 74 \text{ g/mol} = 0.74 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0.1\text{M}$</p>
<p>Preparación de la solución de amoniaco</p> <p>$n = 0.1 \text{ moles/L} \times 0.1\text{L} = 0.01 \text{ moles de } \text{NH}_3$</p> <p>$m = 0.01 \text{ moles} \times 17\text{g/mol} = 0.17\text{gr}$</p> <p>$30\% \text{ p/p} \times 0.88\text{g/ml} = 26.4\% \text{ p/v}$</p> <p>26.4 de NH_3----- 100ml</p> <p>0.17 g de NH_3----- X</p> <p>X = 0.64 ml</p> <p>Se preparó una solución de NH_3 de 100 ml tomando la cantidad previamente calculada de 0.64 ml y se agregó</p>
<p>Preparación de la solución de hipoclorito de sodio</p> <p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 74.44\text{g/mol} = 0.74 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{NaClO}] = 0.1\text{M}$</p>
<p>Preparación de la solución de Bicarbonato de Sodio</p> <p>Cálculos</p> <p>$m=0.01 \text{ moles} \times 84\text{g/mol} = 0.84 \text{ gr}$</p> <p>$[\text{NaHCO}_3] = 0.1\text{M}$</p>

ANEXO 3

Cálculos para diluciones de Ácido Clorhídrico e hidróxido de sodio

Diluciones de ácido Clorhídrico, ácido ortofosfórico, hidróxido de sodio e hidróxido de potasio 0.1M
Dilución 1= $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ $x = \frac{0.1M \times 40 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0.04M$
Dilución 2= $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ $x = \frac{0.1M \times 30 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0.03M$
Dilución 3= $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ $x = \frac{0.1M \times 20 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0.02M$
Dilución 4= $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ $x = \frac{0.1M \times 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0.01M$
Dilución 5= $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ $x = \frac{0.1M \times 5 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0.005M$

ANEXO 5

Corrección de concentración y calculo de voltaje

Solución de hidróxido de magnesio

$$[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \frac{0.1\text{M} \times 100 \text{ ml}}{250 \text{ ml}} = 0.004\text{M}$$

0.04M $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ----- - 36.5 V

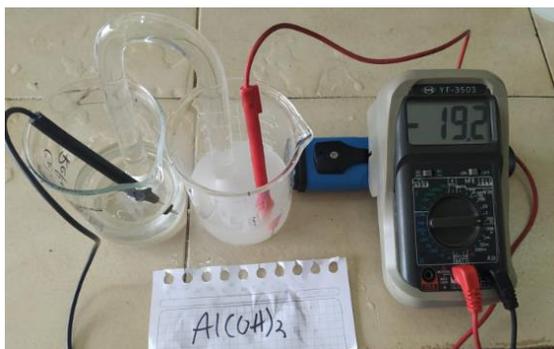
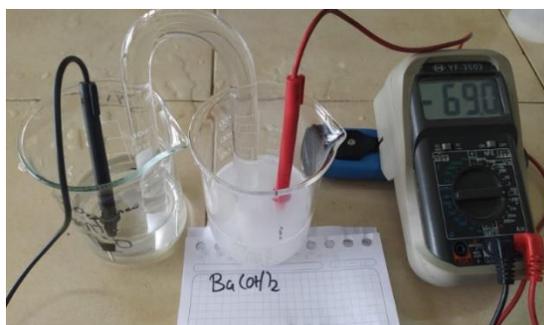
0.1M $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ----- Voltaje

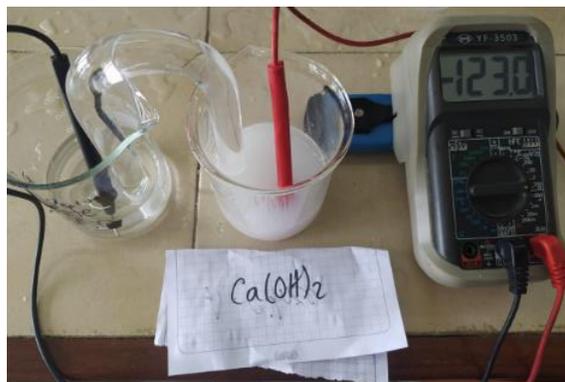
$$V = \frac{0.1\text{M} \times -36.5 \text{ ml}}{0.04\text{M}} = -91.25\text{V}$$

ANEXO 6

Montajes de semiceldas para determinación de diferencia de potencial













ANEXO 7

LAS ANTOCIANINAS

Las antocianinas son grupo de pigmentos hidrosolubles responsable de la coloración violeta, azul o roja de algunas frutas, hortalizas y flores son glucósidos de antocianinas pertenecientes a la familia de los flavonoides compuestos por dos anillos aromáticos A y B unidos a una cadena de 3 carbonos. El color en sí de estos pigmentos depende del número y la orientación de los grupos hidroxilo y metoxilo que al aumentar la hidroxilación produce un desplazamiento a los tonos azules, mientras que si hay metoxilaciones alcanza coloraciones rojas (Garzón, 2008)

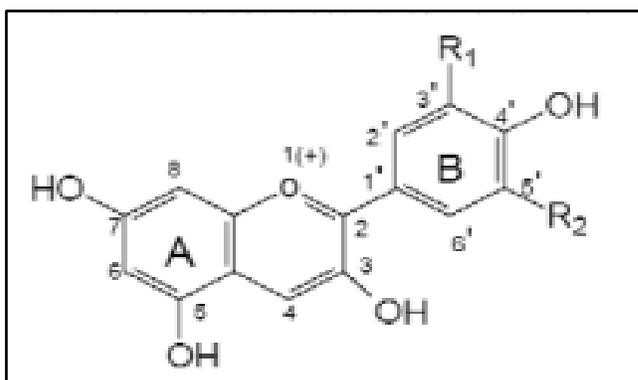


Figura 11 Estructura y sustituyentes de las antocianinas

Nota. <http://www.scielo.org.co/pdf/abc/v13n3/v13n3a2.pdf>

Al reaccionar con sustancias ácidas y básicas se obtienen unas nuevas estructuras

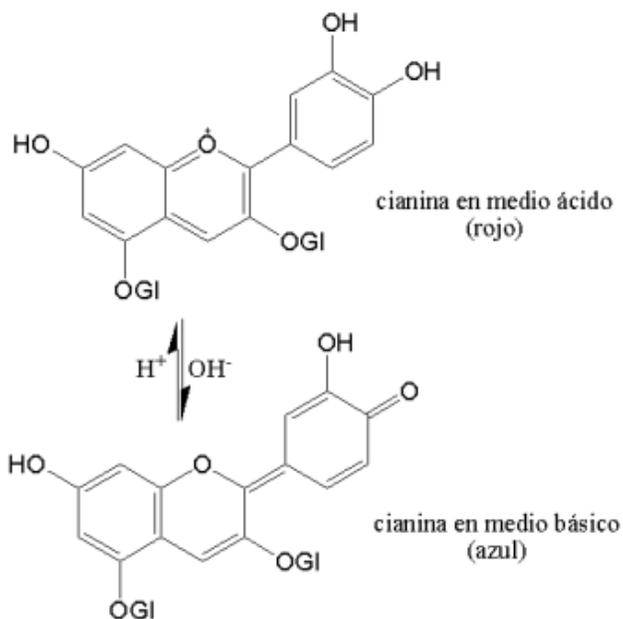


Figura 12 Forma ácida y forma básica

Nota. <https://www.redalyc.org/pdf/920/92030108.pdf>