



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

PROPUESTA DIDÁCTICA PARA LOS CONCEPTOS
ACIDO-BASE A NIVEL BACHILLERATO

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE :

Q U Í M I C A

PRESENTA:

PATRICIA GARCÍA VELÁZQUEZ.



MÉXICO, D. F.

2008



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Agradecimientos:

A mis queridos padres y hermanas Q.E.P.D.

A mis amados esposo Gerardo e hijos M^a. Del Sol, Gerardo y Mariana.

**Al resto de mis hermanos con los cuales todavía cuento:
Olga, Antonieta, Raúl, Leopoldo, Ernesto y Eduardo.**

**Y un agradecimiento muy especial por toda su paciencia,
conocimientos y sonrisas a la Dra. Lena Ruiz.**

Gracias, lo mismo que a todos los demás que pudiera olvidar.

INDICE

| | |
|---|-----------|
| Indice | 1 |
| Tabla de abreviaturas | 4 |
| 1. Introducción | 5 |
| 1.1 Planteamiento del tema | 5 |
| 1.2 Marco de referencia | 8 |
| 2. Antecedentes | 11 |
| 2.1 Antecedentes necesarios para comprender el tema de ácidos y bases | 11 |
| 2.2 Antecedentes Históricos de ácidos y bases | 17 |
| 3. Modelos de equilibrio ácido-base útiles | 23 |
| 3.1 Teoría de Arrhenius | 23 |
| 3.2 Teoría de Brønsted – Lowry | 27 |
| 3.3 Equilibrio químico | 31 |

| | |
|---|-----------|
| 3.4 Teoría de Lewis | 40 |
| 4. Parámetros fundamentales en ácidos y bases | 41 |
| 4.1 Indicadores ácido-base | 41 |
| 4.2 Cálculo de pH | 45 |
| 4.3 Constantes de ionización de ácidos en solución acuosa a 25 ⁰ C | 48 |
| 4.4 Constantes de ionización de bases en solución acuosa a 25 ⁰ C | 49 |
| 4.5 Titulaciones ácido – base | 50 |
| 4.6 Formación de sales | 51 |
| 4.7 Soluciones amortiguadoras | 52 |
| 5. Experimentos propuestos | 56 |
| 5.1 Clasificación de sustancias ácidas y básicas | 56 |
| 5.2 Uso de indicadores | 59 |
| 5.3 Extracción de indicadores de productos naturales | 63 |
| 5.4 Titulaciones ácido – base | 67 |
| 5.5 Obtención de una sal | 72 |
| 5.6 Los ácidos y las bases en la industria | 74 |
| 6. Ejercicios | 82 |
| 6.1 Preguntas y problemas | 82 |
| 6.2 Trabajos propuestos para clase | 86 |

| | |
|-----------------|-----------|
| 7. Conclusiones | 91 |
| 8. Bibliografía | 93 |

TABLA DE ABREVIATURAS.

| Abreviatura | Significado |
|-----------------------|---|
| A.C. | Antes de Cristo |
| D.C. | Después de Cristo |
| pH | Concentración de iones hidrógeno |
| °C | Grados Centígrados |
| C | Concentración mol/ litro |
| C₀ | Concentración inicial |
| XC₀ | Concentración al equilibrio |
| K_a | Constante de acidez |
| pK_a | -log K_a |
| mL | Mililitros |
| L | Litros |
| (ac) | Solución acuosa |

1. INTRODUCCIÓN

1.1 PLANTEAMIENTO DEL TEMA:

Este trabajo tiene por objeto presentar el tema de ácidos y bases no como una idea innovadora, pero si de una manera simple y amplia para los cursos de Química I y II del **Colegio de Ciencias y Humanidades**, ya que con la nueva visión que se tiene en los programas del plan de estudios, estamos dejando de lado los conocimientos formales de la materia, la gran mayoría de las veces, no se logran concretar esos conocimientos, tendemos a divagar el alumno no comprende de forma clara y mucho menos llega a un nivel 3 cognoscitivo (de la taxonomía propuesta por el seminario de evaluación de los aprendizajes en ciencias), el cual nos habla de la aplicación matemática de los conceptos químicos. Por lo que se presenta un documento que contiene una introducción sobre los modelos ácido-base conocidos a la fecha y prácticas muy simples relacionadas con aplicaciones de la vida cotidiana, como lo es el permitirle conocer el pH de los alimentos que consume, y que a su vez le permita decidir sobre lo que es más conveniente para su desarrollo individual en su ámbito de trabajo o en su vida diaria. Manejamos dentro de toda la información datos que le pueden ser de utilidad en su cotidianidad, para evitar posibles complicaciones en el uso y manejo de sustancias en el hogar.

Mencionamos de forma especial los ácidos y las bases más comunes, así como en donde se usan, el riesgo que pudieran tener para cada uno de nosotros y lo que podrían causarnos si llegamos a estar en contacto con ellos.

Aunado a esto presentamos problemas que más que buscar tener una solución numérica nos debe permitir la resolución de éstos mediante la clara comprensión de los conceptos (Nivel 2).

Esperamos con este trabajo contribuir al conocimiento general que toda persona debería de tener sobre las características físicas y químicas de los ácidos y las bases, su uso dentro de los diferentes ámbitos, ya que cada uno de ellos tiene un fin diferente, como manejarlos puesto que los comportamientos son diferentes que debemos de respetarlos y usarlos con moderación dentro de casa, en las oficinas y en las industrias que si podemos dejar de usarlos para manejar otras alternativas, sería lo más adecuado evitando así seguir contaminando nuestro ya tan deteriorado mundo, permitiendo un pequeño descanso a nuestro medio ambiente.

Buscando ya sea convencer a los usuarios de no tirar contaminantes al medio ambiente o tratar de neutralizar los contaminantes que tiramos a los drenajes o dentro de los desechos sólidos.

Sabemos que la presentación o realización de todas las prácticas es muy larga y que podría afectar en tiempo el desarrollo del programa,

por lo que se insertaron también pequeños trabajos o sugerencias para poder introducirlos en casi todos los temas de los programas de Química I y II. Por lo que se podrían introducir en diferentes momentos cada una de esas pequeñas contribuciones. Por lo que esperamos que este trabajo sea de utilidad y nos permita también contemplar la importancia de los ácidos y las bases en muchas de nuestras actividades diarias y de las cuales muchas de las veces no nos damos cuenta de ellas o pasan desapercibidas porque se han convertido en rutina.

1.2 MARCO DE REFERENCIA

Este trabajo intenta que los alumnos más que aprender una definición, comprendan el término ácido-base de manera conceptual, que entiendan lo importante que significa establecer un lenguaje claro para que los alumnos comprendan el tema, que represente para ellos algo más que términos relacionados con la química y que únicamente éstos sólo tiene uso en un laboratorio que cuando salen de éste ya no tiene ninguna relación con su vida cotidiana. El tema ácidos y bases es de gran importancia en nuestra vida, para evitar que las personas sigan mezclando en el hogar artículos de limpieza y otros artículos, para evitar con esto los accidentes que ocurren en casa y que son muy abundantes.

El trabajo se realiza dentro del marco del COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES DEL PLANTEL SUR con un grupo de primer año de bachillerato con 25 y 27 alumnos cuyas edades oscilan entre los 14 y 17 años. Recién egresados de la escuela secundaria a un sistema de educación más abierto, dentro del cual se requiere de una mayor participación por parte de los alumnos.

Tienen como antecedentes dos cursos previos de química y uno de introducción a la física y a la química, así como un curso sobre educación ambiental.

El Colegio de Ciencias y Humanidades fue creado dentro del espacio como rector del Doctor Pablo González Casanova, iniciando sus actividades en 1971.

Donde se consideró que los estudiantes de bachillerato fueran formados fundamentalmente con el método científico experimental, el método histórico social, matemáticas y español para proporcionarles una educación básica que les permitiera integrar el conocimiento y aprovechar las alternativas profesionales o académicas clásicas y modernas¹

El aprender a aprender y el aprender haciendo, son dos pilares que desde los inicios del colegio de ciencias y humanidades representan la base de los métodos de enseñanza, los cuales en la actualidad todavía son parte fundamental del proceso de enseñanza-aprendizaje no sólo del colegio sino que es también una parte fundamental del sistema CTS (Ciencia Tecnología y Sociedad) el cual, pienso es una buena forma en la que se puede lograr que los alumnos encuentren la interacción entre las ciencias exactas y el medio ambiente que les rodea, puesto que, debemos de creer que más que preparar alumnos para carreras relacionadas con la química, estamos generando alumnos que tendrán que resolver problemas dentro de un ámbito económico, político y social en el cual la química solo representa una pequeña parte del conocimiento general que debe poseer un

estudiante del nivel medio superior y al cual debemos de darle las herramientas necesarias para que pueda acceder a la información que requiera para su desarrollo. Debemos ocuparnos más del lenguaje que deben manejar y que este se relacione con su vida cotidiana y que lo que aprenda le sea útil para desarrollarse de forma más clara y fácil dentro de su campo profesional, ya que actualmente la tendencia organizacional es plana y debemos buscar el desarrollo de grupos multidisciplinarios en donde no todos deben de ser expertos en todo, sino que deben existir expertos en cada una de las ramas disciplinarias que requiera el desarrollo del trabajo. Pero que posean la habilidad de buscar la interrelación e impacto de las habilidades logradas en el proceso de aprendizaje, esto se obtiene usando ejemplos de su vida cotidiana y que ellos mismos experimentan, motivo por el cual lo recuerdan mejor y aplican los conocimientos adquiridos y eso resulta benéfico para ambas partes ya que el profesor tendrá menos dificultad para hacerse comprender y el alumno encontrará más fácil la integración del conocimiento al encontrarle una aplicación práctica en un problema real.

2. ANTECEDENTES

2.1 ANTECEDENTES NECESARIOS PARA COMPRENDER EL TEMA DE ÁCIDOS Y BASES.

Como se dijo en la introducción del trabajo, es necesario que el alumno tenga algunos antecedentes de química y del lenguaje químico para que pueda entender el tema de ácidos y bases. En una revisión hecha sobre los conceptos que resultarían básicos para el desarrollo del tema, se encontraron los siguientes.

MATERIA: La materia es todo lo que nos rodea, ya sea que se le pueda ver y tocar (como los árboles, el agua, la tierra etc.) o no se vean ni se toquen (como el aire).

Desde los orígenes del hombre, éste siempre ha intentado explicar su medio ambiente, su composición y las fuerzas de los objetos que los rodean,

Al igual que las fuerzas cósmicas que rodean a las cosas, girando todo ello sobre la filosofía natural griega. La multiplicidad de las cosas se reducía a algunos principios fundamentales.

Para **Hesio (700 A.C.)** la materia surgía a partir del caos.

Para **Tales de Mileto (625-545 A.C.)** todo el mundo de los fenómenos materiales se originaba a partir de una materia **el agua** la cual era fundamental.

Axímenes de Mileto (585-525 A.C.) Atribuye el origen de toda existencia al aire.

Mientras que para **Heráclito de Efeso (544-483 A.C.)** lo era el fuego.

La materia indestructible estaba en constante circulación entre la tierra las plantas y los animales. La razón de este movimiento se hallaba en la materia misma. La materia que se creía animada podía dar nacimiento a todo lo vivo (**Hylozoísmo**).

Empedocles de Aciagas (500-430 A.C.) Desarrolla la composición de la materia a partir de los cuatro elementos **fuego, agua, aire y tierra**. Teoría que prevalece hasta el siglo XVIII.

Cada materia con sus cualidades específicas se formaba a partir de una determinada mezcla de elementos.

Estos compuestos básicos se hallaban en constante intercambio, lo cual explicaba la capacidad de transformación de la materia.

Según la teoría de la naturaleza de la **STOA** (escuela estoica que nace en Atenas 300 A.C. su nombre se debe al lugar en el que se reunían puerta o pórtico) las materias estaban constituidas por materia (corpus), espíritu (spirítus) y alma (anima). Así el cosmos es en su totalidad, un organismo inteligente y animado.

Para los neoplatónicos **Plotino (205-270 D.C.)** La materia era algo inferior y malo (corrompido), el alma vivificadora estaba atrapada en la materia y debía ser liberada. Esta concepción dio alas a los

alquimistas para intentar separar el alma de la materia y unirla de nuevo a otro cuerpo.

Ruland dice que:

Corpus es la tierra / que permanece en el suelo / como muerta / mientras que la fuerza sube con el espíritu. / El alma es la fuerza del cuerpo / que se sublima con el espíritu.

En el corpus **Gabirianum (siglos VIII- X)** los árabes desarrollan la teoría acerca de la composición de la materia a partir de los dos principios contrarios azufre filosófico y mercurio.

Paracelso desarrolla este sistema añadiendo la sal, formando una triada relacionándolos con el **alma / espíritu / cuerpo**. Mencionando que a su parecer los principios constitutivos se hallaban ocultos en cada sustancia.

Una concepción diferente es la de **Leucipo de Mileto (siglo V A.C.)** y de **Demócrito de Abdera**, donde inician la mención de los **átomos** como las partículas ínfimas e indivisibles que se movían en el espacio vacío y que se unían siempre nuevamente en las formas aparentes de la materia.

Como consecuencia de estos pensamientos encontramos que **Dalton (siglo XIX)** toma las ideas de Demócrito en donde dice que **“La materia está compuesta solo por átomos y vacío ”. “ Los átomos están en continuo movimiento y son cualitativamente**

iguales pero difieren en forma en disposición y en tamaño (conservándose siempre invisibles)".

Llegando con esto a las definiciones actuales de la materia en donde se dice que ***"La materia es cualquier cosa que tenga masa y que ocupe un lugar en el espacio"***.

La materia es todo lo que nos rodea ya sea que se pueda ver y tocar (como los árboles, el agua, la tierra etc.) o no se vea ni se toque (como el aire).

Junto con la definición de materia, no podemos dejar sin mencionar a la masa que es una medida de la cantidad de materia de un objeto (cuerpo). Un cuerpo se caracteriza por la forma o tamaño que es la limitación de la materia.

ÁTOMO: Lo definimos actualmente como la parte más pequeña en que se puede dividir un elemento sin dejar de ser tal. Podemos decir que los átomos son los ladrillos con los cuales se puede construir una casa o una molécula y estas unidades fundamentales de la materia están conformadas de partículas más pequeñas conocidas como partículas subatómicas y que las más importantes para poder entender los modelos atómicos son; los protones, los neutrones y los electrones como partículas elementales pero que también conforman

al átomo otro tipo de partículas como lo son: quarks tipo u y d que forman a los protones y a los neutrones.

| <i>Partícula</i> | <i>Símbolo</i> | <i>Carga</i> | <i>Masa absoluta (g)</i> | <i>Masa relativa</i> |
|------------------|----------------|--------------|---------------------------|----------------------|
| Electrón | e ⁻ | -1 | 9.11 * 10 ⁻²⁸ | 0 |
| Protón | P ⁺ | +1 | 1.673 * 10 ⁻²⁴ | 1 |
| Neutrón | n ⁰ | 0 | 1.675 * 10 ⁻²⁴ | 1 |

Tabla 1 Masa y carga de las partículas subatómicas más importantes del átomo.

ELEMENTOS: Están compuestos por un solo tipo de átomos. Se pueden definir como el conjunto de átomos de la misma especie, encontrando que existen más de 109 especies de átomos diferentes, desde el más simple de todos como lo es el hidrógeno hasta uno de los más complejos como lo es el Hafnio.

Además de que las propiedades físicas y químicas de cada uno de los elementos son diferentes en su totalidad es decir que no hay dos elementos que tengan el mismo punto de fusión, de ebullición, densidad solubilidad, etc. (como características físicas).

MOLÉCULA: Cuando dos o más átomos iguales, como por ejemplo el oxígeno o diferentes tipos de átomos como lo es el hidrógeno y el oxígeno, se combinan químicamente en proporciones fijas, forman **O₂** y **H₂O**. Se conforman como nuevas unidades que adquieren

características físicas y químicas muy diferentes a las de los átomos de que proceden y éstos se convierten en ladrillos fundamentales para constituir todos los materiales que existen en el universo.

Si encontramos solamente un mismo tipo de ladrillos, estamos entonces hablando de **sustancias o compuestos químicamente puros**. Por el contrario si tenemos ladrillos de diferentes tamaños colores y formas, entonces estamos hablando de **mezclas** y dependiendo de las características de estas mezclas pueden ser **homogéneas o heterogéneas**.

Las mezclas homogéneas están formadas por sustancias que no se alcanzan a diferenciar unas de otras a simple vista, mientras que, en **las mezclas heterogéneas** se logran diferenciar al menos dos de las sustancias que forman la mezcla.

2.2 ANTECEDENTES HISTORICOS DE ACIDOS Y BASES

Nicolás Lémery (1645 – 1715) relacionaba algunas sustancias que tenían puntas agudas, con lo cual explicaba la sensación picante que tenían sobre la piel a estas sustancias las llamó ácidos. Y define a los álcalis como cuerpos sumamente porosos en cuyos poros, penetraban las púas de los ácidos, rompiéndose o embotándose dando así origen a las sales neutras.

Rouelle G.F. (1703 – 1770) denominó “bases” a los álcalis (palabra que proviene de vocablos árabes álcali se refiere a las cenizas vegetales).

Lavoisier en 1779, sugiere que el oxígeno es parte fundamental de la composición de un ácido, sugiere que el oxígeno (*príncipe oxygine*) tiene como significado el “engendrar un ácido”.

En 1789 **Berthollet** demostró que los ácido cianhídrico y sulfhídrico no contenían oxígeno, pero por el prestigio de **Lavoisier** dentro del sistema, éstos fueron considerados como ácidos débiles por lo que no fueron tomados en cuenta.

Prevaleciendo esta idea hasta que **Gay – Lussac** y sus colaboradores **Jaques Thenard Louis** (1777 – 1857) estudiaron extensamente los muriatos y en 1809 obtienen evidencia de que no contenían oxígeno (el ácido muriático se conoce hasta la fecha y es más común encontrarlo en ferreterías con ese nombre que como ácido

clorhídrico). Aunque todavía bajo la influencia de **Lavoisier**, ni ellos mismos aceptaron que los ácidos no deberían de contener oxígeno, fue hasta que en 1810 **Humphry Davy** (1778 – 1819) demostró que los ácidos orto, piro y metafosfóricos eran sustancias distintas que contenían en sus fórmulas tres, dos y una molécula de agua y que éstas podían ser reemplazadas por igual número de equivalentes de una base. **Justus Liebig** (1803 – 1873) generalizó este hecho en su teoría de los ácidos polibásicos, de aquí se dedujo que los ácidos eran compuestos de hidrógeno y que éste podía ser reemplazado por metales. Con esto se eliminó la necesidad de escribir a los ácidos con el sistema dualístico de **Berzelius** en el cual se representaban como compuestos de agua y de un radical ácido.

En 1803 **Berzelius** y **William Hisinger** (1766 – 1852) al descomponer las sales durante una electrólisis, encontró que aparecían bases en el polo negativo y ácidos en el polo positivo de donde concluyó que los ácidos y las bases transportan cargas opuestas. Cada átomo posee a la vez una carga positiva (+) y una carga negativa (-), excepto el oxígeno que es el elemento más electronegativo. Resultando el azufre electropositivo con respecto al oxígeno y se combina con el para formar el trióxido de azufre (SO_3). Al igual que como se muestra en la relación entre potasio y oxígeno.

K y O producen K_2O o como lo escribió Berzelius KO

Glauber (1604 – 1670) preparó ácido sulfúrico concentrado y mejoró el método de **Libavio** para la obtención de ácido clorhídrico.

Johann Rudolph Glauber fue tal vez el primero en utilizar indicadores ácido-base para encontrar el punto de neutralidad en la preparación del salitre a sapetre (nitrato de potasio) a partir de ácido nítrico y de la sal tartari (carbonato de potasio). Utilizó el desprendimiento de bióxido de carbono como un punto para buscar la neutralidad. Con estas reacciones concluyó que cada uno de los ácidos tiene fuerza diferente y que reaccionan de diferente forma con los metales, acercándose con esto al concepto de afinidad química.

“Los metales tienen diferente naturaleza, de modo que los semejantes se aman mutuamente y los no semejantes se aborrecen y se repelen” cuando hay una masa de metales diferentes y se quieren separar, es preciso hacerlo añadiendo algo que tenga afinidad hacia la parte más imperfecta y enemistad hacia la parte perfecta. Así por ejemplo, el azufre es odio; pero ama a unos metales más que a otros (incluso a los imperfectos).

Este es el **“concepto de afinidad química”** propuesto por **Glauber**.

G.F. Rouelle (1703 -1770) denominó "bases" a los álcalis en 1754 propone que al mezclar un ácido con una base se obtienen sales que pueden ser ácidas neutras o básicas¹.

Ya para los años 60 se busca ordenar los cuerpos en grupos de sustancias que tengan ciertas propiedades en común.

Los ácidos comunes que se conocen en el laboratorio son, ácido sulfúrico, clorhídrico y nítrico. Como bases están la sosa cáustica (hidróxido de sodio), potasa cáustica (hidróxido de potasio) y la cal apagada (hidróxido de calcio).

La sal más conocida es el cloruro de sodio, pero también lo son el nitro (salitre) la sal de Glauber (sulfato de sodio) y la de Epson (sulfato de magnesio).

La sosa, potasa y amoniaco son ejemplos de álcalis, son básicas pero hay algunas como la cal que no son básicas.

Estos grupos, se diferencian fácilmente por las propiedades descritas por **Boyle** en su *Experimental History of Colours* (1664).

¹ LEICESTER HENRY PANORAMA HISTORICO DE LA QUIMICA (1967) EDITORIAL ALAMBRA S.A.

Reconoce como propiedades generales de los ácidos que:

1. Tienen un sabor agrio.
2. Actúan como disolventes pero con una fuerza variable sobre los distintos cuerpos **Tachenius** en 1666 admite ya la fuerza variable de los ácidos.
3. Precipitan azufre de una solución de hígado de azufre (poli sulfuros de potasio).
4. Vuelven rojos muchos materiales colorantes azules de las plantas (por ejemplo el tornasol; el color azul se regenera por los álcalis).
5. Reaccionan con las bases desapareciendo las propiedades características de unos y otros, formándose una sal.

Con estas propiedades **Hoffmann** (1723) y **Black** (1755) pudieron demostrar que el ácido carbónico es un verdadero ácido aunque débil.

6. **Cavendish** (1766) demostró que se desprende gas hidrógeno por la acción de los ácidos sulfúrico y clorhídrico sobre cinc, hierro y estaño.

Se conocieron también la cal apagada, las cenizas de madera y de plantas el natrón (carbonato de sodio natural, encontrado en los lagos Egipcios). **Plinio** menciona la caustificación de los álcalis hirviéndolos con cal viva, tal y como se hacía en Egipto.

Los alquimistas conocían el carbonato de amonio como espíritu de huesos, porque se preparaba por destilación de cuernos y huesos o por la putrefacción de la orina. Más tarde se introdujeron los nombres de álcali débil y álcali cáustico para los álcalis antes y después del tratamiento con cal viva.

Las propiedades generales que se describen de los álcalis son:

1. Sus soluciones se muestran suaves y jabonosas cuando se restriegan entre los dedos (probablemente es debido a la corrosión de la piel).
2. Devuelven el color azul al tornasol enrojecido por los ácidos y cambian en verde el color del jugo de violetas.
3. Neutralizan a los ácidos para formar sales.
4. Las variedades "débiles" efervescen con los ácidos produciendo un gas que Black investigó en 1755 y lo llamó "aire fijo" (dióxido de carbono).

Duhamel en 1736 y Marggraf en 1756, caracterizaron independientemente la potasa y la sosa respectivamente.

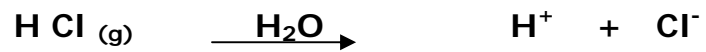
3. MODELOS DE EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE ÚTILES

3.1 TEORÍA DE ARRHENIUS



¹Svante Arrhenius.

En 1887 **Svante Arrhenius**, contestando la pregunta ¿Qué factores determinan si un compuesto es un ácido o una base? Sugiere que los ácidos son compuestos neutros que se ionizan al disolverse en agua, produciendo iones H^+ y su ión negativo correspondiente, por lo que considera que el cloruro de hidrógeno es un ácido, ya que al disociarse en el agua forma los iones hidrógeno H^+ y el cloruro Cl^- , esta solución acuosa, recibe el nombre de ácido clorhídrico y se representa como en la ecuación:



De la misma forma, **Arrhenius** decía que las bases son compuestos neutros, que se disocian en agua formando iones **OH⁻** más iones positivos por ejemplo:



De donde podemos decir que un ácido para Arrhenius es cualquier sustancia que se ioniza al disolverse en agua y produce iones hidrógeno **H⁺**.

Mientras que una base de **Arrhenius** es cualquier sustancia que produce iones **OH⁻** oxidrilo al disolverse en agua.

Un modelo que nos mostraría como quedarían los átomos usando la teoría de la disociación propuesta por **Arrhenius** sería:

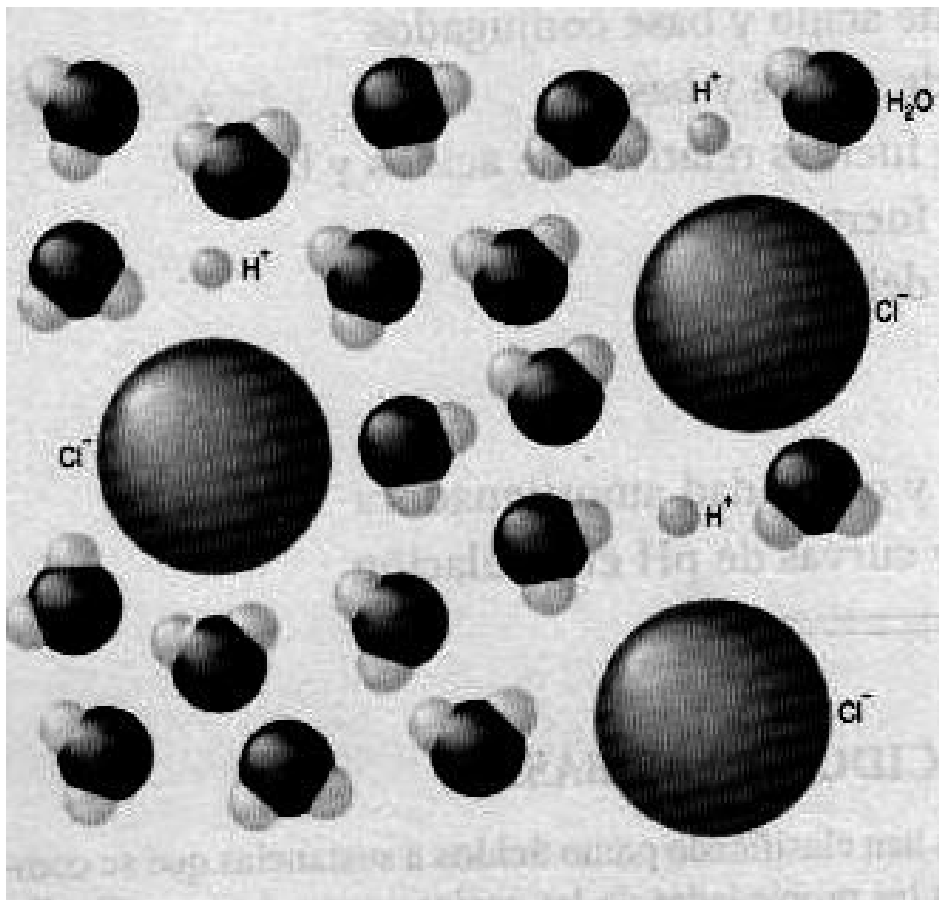


Ilustración 1 Modelo de Svante Arrhenius

En este modelo el **HCl** se disocia en **H⁺** y en **Cl⁻**.

De los ácidos propuestos por **Arrhenius**, encontramos al:

HCl (ÁCIDO CLORHÍDRICO)

HF (ÁCIDO FLUORHÍDRICO)

H₂S (ÁCIDO SULFHÍDRICO)

HCN (ÁCIDO CIANHÍDRICO)

H₂SO₄ (ÁCIDO SULFÚRICO)

HNO₃ (ÁCIDO NÍTRICO) etc.

Ya que todos ellos al disociarse en agua producen iones **H⁺**

Así como también dentro de las bases de **Arrhenius**, se encuentran.

NaOH (HIDRÓXIDO DE SODIO)

KOH (HIDRÓXIDO DE POTASIO)

Ca(OH)₂ (HIDRÓXIDO DE CALCIO) etc.

Las que al disociarse en agua, producen iones **OH⁻**.

3.2 TEORIA DE BRÖNSTED – LOWRY



²Johannes Brønsted

Johannes Brønsted y Thomas Lowry proponen de forma simultánea en 1923 un conjunto mejor de definiciones de ácidos y bases. Este modelo se basa en la hipótesis de que los ácidos ceden o donan iones **H⁺** a otro ión o molécula, que actúa como base.

Según este modelo, el ácido clorhídrico no se disocia en el agua para formar iones H^+ y Cl^- en lugar de ello se transfieren en ión H^+ del HCl a una molécula de agua para formar H_3O^+ un ión hidronio y un ión Cl^- como se muestra en la ecuación:



Esta teoría se basa en que el ión H^+ es varios órdenes de magnitud más pequeño, que el átomo más pequeño dando como resultado que la carga de un ión aislado se distribuye en un espacio tan pequeño, que este ión es atraído hacia cualquier fuente de carga negativa que haya en la solución así, que un ión H^+ en solución acuosa, se enlaza al átomo electronegativo del oxígeno de la molécula del agua.

Esta forma de plantear el problema, parece ser más razonable que el modelo propuesto por **Arrhenius** en donde supone que los iones de H^+ existen en solución acuosa.

De tal forma que el HCl funciona como un donador de H^+ y el agua como un aceptor de H^+ de tal manera que un ácido de Brønsted es una sustancia como el HCl que puede donar un H^+ a una base.

Una base de **Brønsted** es una sustancia como el agua, que acepta iones H^+ de un ácido.

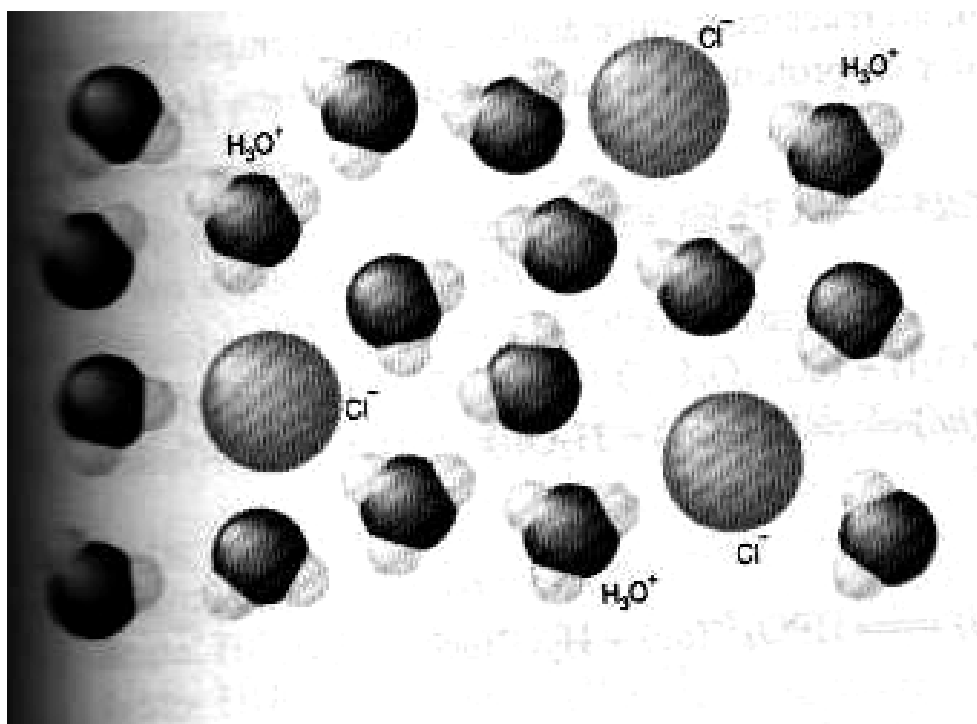
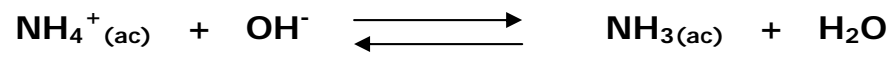


Ilustración 2 **Modelo de Johannes Brønsted**

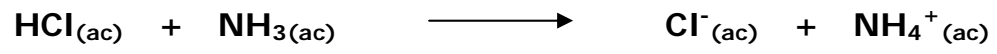
Representación de un ácido de **Brønsted**

De acuerdo con el modelo de **Brønsted**, las reacciones entre ácidos y bases siempre implican una transferencia de un ión H^+ de un donador de protones a un aceptor de protones, donde los donadores pueden ser moléculas neutras, iones positivos o iones negativos.



ácido

base



ácido

base

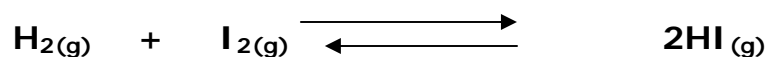
3.3 EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando estamos aprendiendo química por primera vez, nos enseñan que una reacción química podemos representarla de forma similar como lo hacemos con una ecuación matemática, que lo primero que escribimos lo vamos a conocer como reactivos, los cuales son las sustancias de las que vamos a partir para llevar a cabo una transformación para obtener productos como resultado de una reacción química y en lugar de escribir una igualdad como en matemáticas, escribimos una flecha donde la punta de esta, indica el sentido en el cual se lleva a cabo la reacción química.

Siempre se maneja que una reacción se lleva a cabo en un sentido de la reacción, a diferencia de lo propuesto en matemáticas donde la igualdad solamente nos dice que la parte izquierda de la igualdad es similar a la parte derecha y que las podemos conmutar una con la otra o asociarlas de la forma en que más nos convenga a nosotros, lo que en una reacción química no se puede realizar ya que si alteramos los reactivos o la proporción de los reactivos, los productos no serán lo que nosotros esperamos.

Ahora que también deberían habernos dicho que hay reacciones que pueden ser reversibles, esto significa que cuando se forman los productos en una reacción estos pueden volver a convertirse en reactivos en las mismas condiciones de la reacción y que si queremos representarlas como tales, debemos incluir una doble

flecha de reacción. Escribiéndolo como en el siguiente ejemplo, en el cual la reacción entre el hidrógeno gas y el yodo gas reaccionan a 400° C para producir yoduro de hidrógeno gas en donde una vez que éste se forma reacciona de forma simultanea formando los reactivos iniciales.



Si introducimos 1 mol de I₂ y 1 mol de H₂ en un matraz a una temperatura de 400° C la reacción se llevará a cabo hasta producir 1.6 moles de HI quedando 0.2 moles de H₂ y 0.2 moles de I₂ y cuando esto sucede se dice que la reacción ha alcanzado el punto de equilibrio y las concentraciones a las que se llegan son las concentraciones de equilibrio. En donde debe quedar claro que en el punto de equilibrio ya no ocurren más cambios debido a que las velocidades de reacción directa e inversa son iguales.

Uno de los principios más importantes que gobiernan el comportamiento de los sistemas reversibles es el **PRINCIPIO DE LE CHATELIER**. El cual nos permite predecir la forma en la que cambiarán las concentraciones en el equilibrio cuando se hagan cambios externos en el sistema de equilibrio.

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

“Cuando un sistema está en equilibrio, un cambio en las propiedades del sistema dará lugar a que la concentración en el equilibrio se desplace en la dirección que tiende a absorber el efecto del cambio.”

Algunos de los cambios considerados en el equilibrio químico tienen que ver con la temperatura, la presión total y la adición o separación de las especies reaccionantes.

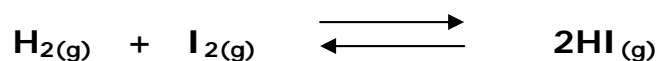
Partiendo del principio de Le Chatelier encontramos que se puede predecir el sentido en el cual una reacción se va a llevar a cabo, sin embargo esto no nos permite saber la magnitud del cambio.

Pero si consideramos reacciones entre sólidos y líquidos que no pueden ser comprimidos en donde el cambio de presión prácticamente no tiene efecto sobre el punto de equilibrio, se ha encontrado que hay una relación cuantitativa entre las concentraciones presentes en el punto de equilibrio de un sistema.

Esta relación se conoce como ***La ley de acción de masas***.

“Si el producto de las concentraciones de todos los productos se divide entre el producto de las concentraciones de todos los reactivos, la razón originada es una constante para todos los cambios, excepto para la temperatura”.

Por ejemplo en la ecuación:



La ley de acción de masas se escribiría como la razón:

$$\frac{C_{\text{HI}} * C_{\text{HI}}}{C_{\text{H}_2} * C_{\text{I}_2}} = \frac{C_{\text{HI}}^2}{C_{\text{H}_2} * C_{\text{I}_2}} = \text{es una constante} = K_{\text{eq}} (\text{HI})$$

Estas constantes de equilibrio pueden ser medidas para cada temperatura y pueden ser registradas, cambiando la temperatura, las unidades que tendrá esta constante serán complejas y dependerán de las unidades usadas para medir las concentraciones.

Generalmente las unidades que representan las concentraciones son moles por litro, si esto es así los valores de la **K_{eq}** se colocan en una lista y no se indican las unidades comprendiendo que fueron reportadas como moles por litro.

La **K_{eq}** es una cantidad definida y se deberán observar las reglas de la definición. Si la regla es aceptada, las ecuaciones se convierten en ecuaciones algebraicas regulares en donde sencillamente se sustituyen por números cuando se busca una respuesta.

La utilidad de la ley de acción de masas es que nos proporciona un método para calcular exactamente como cambian las concentraciones en equilibrio cuando hay un cambio en las condiciones externas, exceptuando los cambios de temperatura.

Ahora bien que cuando establecemos equilibrios entre las reacciones ácido – base, debemos tomar en cuenta que se deben establecer concentraciones de 1 molar como límite y que usaremos para cuantificar la ley de acción de masas que describiremos la razón de las reacciones en equilibrio usando productos arriba y reactivos abajo por convención.

Entonces cuando tengamos que determinar el pH de un ácido o de una base fuerte, este quedará definido como:

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

Mientras que cuando se trate de ácidos o bases de fuerza media tendremos que considerar la concentración de estos y su constante de acidez que ha sido determinada a diferentes temperaturas, que se encuentran reportadas en tablas y en donde no aparecen específicamente sus unidades, las cuales debemos de considerar como moles/ litro.

Tendremos entonces que:



| | | | |
|------------------|---------------|------------|------------|
| INICIA | Co | | |
| REACCIONA | XCo | | |
| SE FORMAN | | XCo | XCo |
| REACCIÓN | Co-XCo | XCo | XCo |
| FINAL | | | |

Y si queremos escribir la constante de equilibrio la podremos escribir como:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}$$

Si buscamos en tablas **Ka** del CH₃-COOH ácido acético es de **10^{-4.9}** y si observamos las condiciones finales de la reacción podemos escribir:

$$10^{-4.9} = \frac{[XCo] [XCo]}{Co (1-X)}$$

Simplificando tenemos que:

$$10^{-4.9} = \frac{X^2}{1-X}$$

Reordenando:

$$(1-X)(10^{-4.9}) = X^2$$

Donde encontramos una ecuación de segundo grado. Un poco difíciles de manejar por alumnos de bachillerato, pero podemos cambiar la constante de acidez por pKa usando funciones logarítmicas de la siguiente forma:



De tal forma que su constante de equilibrio sería:

$$Ka = \frac{[H^+] [A^-]}{[HA]}$$

Si usamos logaritmos se transforma en

$$\text{Log } Ka = \text{Log } [H^+] + \text{Log} \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Aplicando una diferencia:

$$-\text{Log } K_a = -\text{Log } [\text{H}^+] - \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

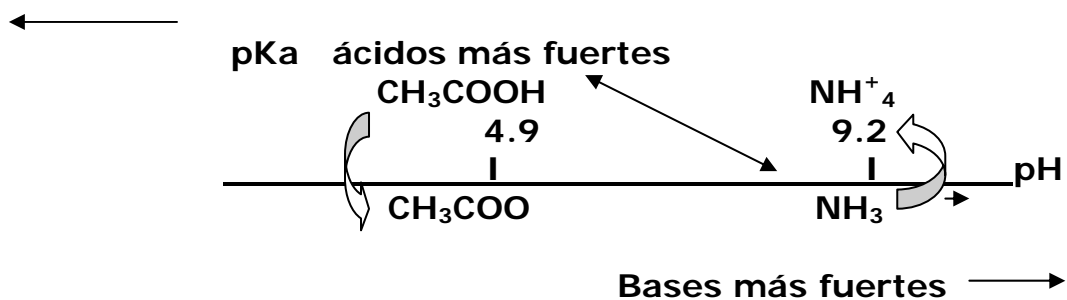
Sustituyendo:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Ordenando:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Ahora que para los alumnos una forma más fácil de poder predecir reacciones ácido base sería colocar los valores de **pKa** en una escala de **pH** de la siguiente forma:



Suficiente para que los alumnos de bachillerato puedan predecir reacciones ácido – base.

3.4 TEORIA DE LEWIS



3

³G.N. Lewis

G.N. Lewis (1875 – 1946) Químico americano en 1923 propone una definición del comportamiento de los ácidos y de las bases en términos de recepción y donación de un par electrónico, esta teoría es muy simple y de amplia aplicación, se basa en considerar a las bases como donadoras de un par de electrones, mientras que un ácido es un aceptor de un par de electrones, este concepto es ampliamente utilizado en el campo de las reacciones de la química orgánica, la definición de **Lewis** incluye reacciones en las cuales no se forman iones y no hay transferencia de iones H^+ ni de ningún otro ión.

La definición de **Lewis** comprende a todas las reacciones en las que interviene un ión hidrógeno, un ión óxido o las interacciones del disolvente así como otro tipo de reacciones como son la formación de aductos ácido-base y todos los compuestos de coordinación.⁴

⁴ ADUCTO DE LEWIS SE FORMA POR COMBINACIÓN DE UN ÁCIDO DE LEWIS Y UNA BASE DE LEWIS. Angenault Jacques Diccionario Enciclopédico de Química Editorial CECSA.

4. PARAMETROS FUNDAMENTALES EN ÁCIDOS Y BASES

4.1 INDICADORES ÁCIDO – BASE

Los indicadores son ácidos o bases débiles que cambian de color al ganar o perder un ión H^+ . Tradicionalmente en el laboratorio al efectuar mediciones aproximadas de **pH** se utilizan este tipo de sustancias, las cuales actúan a diferentes valores de **pH**, por ejemplo se tiene que el papel tornasol cambia a color rosa en un **pH** con valor inferior a **5** mientras que se vuelve azul cuando el **pH** alcanza un valor superior a **8**, en la actualidad los indicadores se han sustituido por los **potenciómetros, pHmetros o medidores del pH** que son más exactos.

El **pH**, nos sirve para conocer las concentraciones de iones H^+ , según el modelo de **Arrhenius** o de H_3O^+ y OH^- con el modelo de **Brönsted-Lowry**. Por lo que un indicador ácido-base es una sustancia cuyo par conjugado, presenta una coloración diferente dependiendo de la concentración de los iones ácidos o básicos en el medio, con lo cual encontramos que existe una tabla que nos da los diferentes valores en los cuales actúan los ácidos y las bases.

| pH | 10 ⁰ | 10 ¹ | 10 ² | 10 ³ | 10 ⁴ | 10 ⁵ | 10 ⁶ | 10 ⁷ | 10 ⁸ | 10 ⁹ | 10 ¹⁰ | 10 ¹¹ | 10 ¹² | 10 ¹³ | 10 ¹⁴ |
|-------------------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| Violeta de metilo de 0.3 a 1.8 | a-- | --v | | | | | | | | | | | | | |
| Anaranjado de metilo 2.8 a 3.8 | | | r-- | --a | | | | | | | | | | | |
| Rojo de congo 2.8 a 4.8 | | | az- | --- | --r | | | | | | | | | | |
| Rojo de metilo 3.8 a 6.1 | | | | r-- | --- | --- | a | | | | | | | | |
| Azul de bromotimol 6 a 7.9 | | | | | | | a-- | - | | | | | | | |
| Tornasol 5 a 8.1 | | | | | | r-- | --- | --- | - | | | | | | |
| Rojo de fenol 6.8 a 8.6 | | | | | | | a-- | --- | --r | | | | | | |
| Rojo de cresol 7.0 a 9.1 | | | | | | | | a-- | --- | --r | | | | | |
| Azul de timol 0.5 a 1.8 y 7.6 a 9.2 | r-- | --- | --a | | | | | a-- | --- | - | | | | | |
| Fenolftaleina 8.0 a 9.6 | | | | | | | | | in- | --r | | | | | |
| Timolftaleina 10.2 a 11.7 | | | | | | | | | | | in- | --- | -az | | |
| Tropeolina 11.1 a 12.6 | | | | | | | | | | | | a-- | --- | --n | |

Tabla 1 Indicadores ácido-base más comunes, intervalos de variación y colores a los que cambian.

Colores:

| | |
|---------------------|----------------------|
| Amarillo = a | Azul = az |
| Violeta = v | Incoloro = in |
| Rojo = r | Naranja = n |

Los indicadores pueden ser ciertas sustancias orgánicas, algunas sintéticas y otras de origen vegetal o animal que cambian de color a pH definidos y se usan para determinar cuándo una solución alcanza el valor de pH definido por el indicador. Las antocianinas son pigmentos solubles en agua que se encuentran formando parte de algunos órganos de plantas que generalmente presentan colores violetas y naranjas, estos pigmentos son glucósidos y dan color a las plantas por lo que se localizan principalmente en las cáscaras de las frutas, como lo son las manzanas, las peras. En frutos las antocianinas se acumulan en las vacuolas de los tejidos epidérmicos y sub-epidérmicos. Una de las tareas de estos pigmentos es el atraer insectos y animales que ayudan a dispersar las semillas de las plantas. Las diferencias de color dadas entre diferentes frutos se debe a la naturaleza y la concentración de las antocianinas y que la gran mayoría de éstos no sólo contienen un sólo tipo de antocianina sino que contienen una mezcla de más de veinte antocianinas como en el caso de las uvas.

Con el proceso de maduración de las frutas, se incrementa la síntesis de antocianinas, llegando a un máximo cuando la maduración de la fruta es completa, observando este efecto por ejemplo en las fresas, en donde la producción de antocianinas es muy lenta hasta 35 días después de la caída de las hojas, cuando la clorofila y los carotenoides están en sus niveles más bajos.

Y como el contenido de antocianinas se incrementa gradualmente con la maduración el contenido total de antocianinas se toma como indicador de la maduración de las frutas y es uno de los parámetros de calidad más importantes.

Existen una gran cantidad de factores que interfieren con la síntesis de las antocianinas y algunos de estos son:

La luz, la temperatura, las condiciones de agua, concentración de azúcares, la presencia de heridas y de infecciones en las plantas son algunos de los más importantes.

Y una de las características empleadas para ser usadas como indicadores de **pH** es que el color de las antocianinas varía dependiendo del medio en el que se encuentren en donde se tiene que a **pH** de 1 son cationes altamente coloridos y cuando el **pH** se incrementa el color gradualmente desaparece hasta formar una base incolora. Se pueden usar como indicadores ácido – base en demostraciones experimentales las hojas de la col morada, la jamaica, el betabel, las uvas, las fresas, etc.

4.2 CÁLCULO DE pH

Ya hemos hablado de sustancias ácidas, básicas y neutras y hemos visto en el modelo de **Arrhenius** que se manejan como ácidos las sustancias que en solución acuosa generan iones H^+ o en el modelo de **Brönsted-Lowry** que generan iones H_3O^+ para lo cual, debemos de conocer primero que cantidad de agua se disocia, para lo cual, requerimos conocer:

- La densidad del agua que es de 0.9971 g/ ml

Para poder conocer la concentración molar del agua, la cual podemos calcular como:

$$\frac{0.9971\text{g de H}_2\text{O}}{1 \text{ ml}} * \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ litro}} * \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18.015\text{g de H}_2\text{O}} = 55.35 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

En donde se ha visto que la concentración de iones H_3O^+ y OH^- que se forman en las disociaciones del agua pura a una temperatura de 25° C es de $1.0 \cdot 10^{-7}$ mol/ 1 litro. Donde se observa que la relación de las moléculas neutras es de :

$$\frac{1.0 \cdot 10^{-7} \text{M de H}_3\text{O}^+}{55.35 \text{M de H}_2\text{O}} = 1.8 \cdot 10^{-9}$$

Lo cual significa que de cada mil millones de moléculas solo se disocian 2 moléculas, formando iones a temperatura ambiente.

Una solución puede ser ácida, básica o neutra, dependiendo de la concentración de iones presentes, el hombre acostumbrado a cuantificar, observa que puede aprovechar, la presencia de iones hidrógeno para hacerlo, de forma muy cuantitativa ya que ha encontrado que pequeñas variaciones de iones hidrogeno producen un cambio en el pH. Por ejemplo, una ligera variación de la cantidad de estos iones en la sangre pueden causar la muerte del individuo, otro ejemplo que se tiene es con los peces y las plantas que no pueden sobrevivir en un pH muy ácido.

Es por esto que cuando se estudia la acidez, se acostumbra expresar las concentraciones en función de moles por litro del ión hidronio.

El agua pura a 25° Centígrados contiene 10^{-7} de moles de iones hidronio por litro, mientras que un ácido puede tener una concentración de 1 mol de iones hidronio o una cantidad tan pequeña como de 10^{-13} moles de iones hidronio por litro, por lo que se ha desarrollado una escala especial para expresar tales concentraciones en soluciones acuosas, la cual se denomina como escala de pH y se define como:

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

En donde $[H^+]$ representa la concentración de los iones hidronio en moles por litro. Por lo que el **pH** le permite expresar concentraciones bajas del ion hidronio como un simple número.

4.3 CONSTANTES DE IONIZACIÓN DE ÁCIDOS EN SOLUCIÓN ACUOSA A 25°C

| NOMBRE | REACCIÓN DE IONIZACIÓN | K _a |
|--------------------|---|----------------------|
| Ácido Clorhídrico | $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ | Grande |
| Ácido Sulfúrico | $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ | Grande |
| | $\text{HSO}_4^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ | $1.2 \cdot 10^{-2}$ |
| Ácido Sulfuroso | $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$ | $1.3 \cdot 10^{-2}$ |
| | $\text{HSO}_3^- = \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ | $6.3 \cdot 10^{-8}$ |
| Ácido Cloroso | $\text{HClO}_2 = \text{H}^+ + \text{ClO}_2^-$ | $1.1 \cdot 10^{-2}$ |
| Ácido Fosfórico | $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ | $7.5 \cdot 10^{-3}$ |
| | $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ | $6.2 \cdot 10^{-8}$ |
| | $\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ | $4.4 \cdot 10^{-13}$ |
| Ácido Fluorhídrico | $\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$ | $6.6 \cdot 10^{-4}$ |
| Ácido Nitroso | $\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ | $5.1 \cdot 10^{-4}$ |
| Ácido Fórmico | $\text{HCHO}_2 = \text{H}^+ + \text{CHO}_2^-$ | $1.8 \cdot 10^{-4}$ |
| Ácido Acético | $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = \text{H}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ | $1.8 \cdot 10^{-5}$ |
| Ácido Carbónico | $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ | $4.3 \cdot 10^{-7}$ |
| | $\text{HCO}_3^- = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ | $5.6 \cdot 10^{-11}$ |
| Ácido Sulfhídrico | $\text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$ | $1.1 \cdot 10^{-7}$ |
| | $\text{HS}^- = \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ | $1.0 \cdot 10^{-14}$ |
| Ácido Hipocloroso | $\text{HClO} = \text{H}^+ + \text{ClO}^-$ | $3.0 \cdot 10^{-8}$ |
| Ácido Cianhídrico | $\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$ | $6.2 \cdot 10^{-10}$ |

= corresponde a \rightleftharpoons

4.4 CONSTANTES DE IONIZACIÓN DE BASES EN SOLUCIÓN ACUOSA A 25°C

| NOMBRE | REACCIÓN DE IONIZACIÓN | K _b |
|---------------|---|---|
| Dimetilamina | $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} = (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$ | $5.9 \cdot 10^{-4}$ |
| Metilamina | $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ | $4.2 \cdot 10^{-4}$ |
| Etilendiamina | $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^{2+} + \text{OH}^-$ | $3.6 \cdot 10^{-4}$ $5.4 \cdot 10^{-7}$ |
| Trimetilamina | $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} = (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$ | $6.3 \cdot 10^{-5}$ |
| Amonio | $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ | $1.8 \cdot 10^{-5}$ |
| Hidracina | $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$ $\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{H}_6^{2+} + \text{OH}^-$ | $9.8 \cdot 10^{-7}$ $1.3 \cdot 10^{-15}$ |
| Hidroxilamina | $\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$ | $9.1 \cdot 10^{-9}$ |

= corresponde a \rightleftharpoons

4.5 TITULACIONES ÁCIDO – BASE

Para determinar la concentración de iones hidronio, se puede usar una técnica llamada titulación, la cual consiste en adicionar unas cuantas gotas de indicador dentro de una solución ácida de la cual se desea conocer su concentración, se adiciona poco a poco una solución básica de concentración conocida y la reacción se detiene en cuanto se observe un cambio de coloración, ya que eso significa que se ha agotado todo el ácido y que la base está empezando a cambiar el indicador.

Por lo tanto la concentración de un ácido se puede conocer cuando se adicione una base y se coloque un indicador, como por ejemplo la fenolftaleína que pasará de no tener color en un medio ácido a un color violeta, azul o púrpura cuando se haya hecho reaccionar todo el ácido y empiece a haber un exceso de base ejemplo:

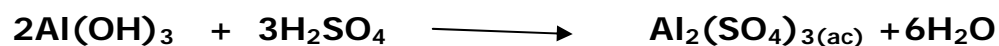
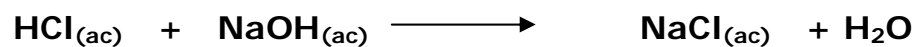


En la reacción del ácido sulfúrico y del hidróxido de potasio, descrito en la reacción, se requiere titular hasta el vire del indicador que en este caso podría ser la fenolftaleína.

4.6 FORMACIÓN DE SALES

Una vez que se ha llevado a cabo la titulación de un ácido con una base o viceversa, encontramos que se obtiene una sal y agua, la cual se podría llevar a sequedad para poder reconocer y tal vez hasta probar la formación de una sal con características físicas y químicas diferentes a la de los compuestos iniciales, comprobando así que se ha llevado a cabo una reacción química.

Ejemplos:



4.7 SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

Si resolvemos un ejercicio muy pequeño y simple, este podría iniciarnos en la comprensión de este tema.

El problema consiste en calcular el pH de 100 ml de agua destilada a la cual le adicionaremos una gota de ácido clorhídrico que tiene una concentración 2 molar y su K_a es de 10^6 . Supongamos que en 1 ml tenemos 20 gotas 1 gota será 0.05 ml. Expresada en litros sería de 5×10^{-5} litros. Calculemos la cantidad en moles de HCl que se agregaron a los 100 ml de agua:

$$\frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L}} * 5 * 10^{-5} \text{ L} = \frac{10 * 10^{-5}}{1} = 1 * 10^{-4} \frac{\text{moles de HCl}}{\text{L}}$$

Colocados en 100 ml. De agua tendremos:

$$\frac{1 * 10^{-4} \text{ moles de HCl}}{0.1 \text{ L}} = 1 * 10^{-3} \text{ M de HCl}$$

Es un ácido fuerte por lo que:

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

Sustituyendo:

$$\text{pH} = -\log (1 * 10^{-3})$$

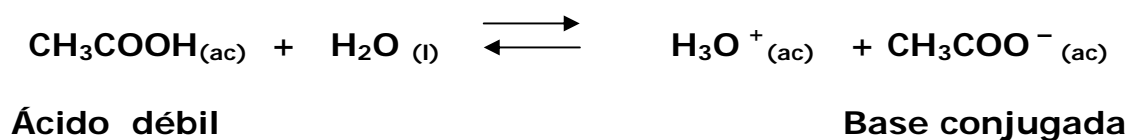
$$\text{pH} = -(-3) = 3$$

Con lo cual observamos que al adicionar una gota de ácido clorhídrico en 100 ml de agua el cambio de pH fue muy fuerte pues varió en 4 unidades (de un pH del agua 7 neutro se fue hasta un pH 3 que habla de un sistema muy ácido. Por lo que si esto sucediera en la naturaleza y no contáramos con las soluciones **amortiguadoras o reguladoras** que significa "aminorar" o "absorber" muchas de las especies que viven en nuestro mundo ya no existirían ya que no toleran cambios fuertes en pH, como por ejemplo la trucha o los mismos mamíferos cuyo pH apropiado es de 7.4 y que solo admiten una variación máxima de 0.05 ya que a pH menores de 7.35 se encuentra que el organismo pierde su equilibrio y presenta una acidosis que hace que la hemoglobina transporte menos oxígeno, y deprime al sistema nervioso central, en donde puede debilitar y hacer irregulares las contracciones cardiacas, mientras que si el pH de su sangre llega hasta 7.45, se habla de que adquiere una alcalosis y ambos parámetros ya presentan riesgos para la salud del ser humano.

Por lo que la sangre y otras soluciones deben mantener un pH constante, haciéndose necesario que estos organismos contengan amortiguadores para que la adición de pequeñas cantidades de ácidos o de bases no los modifiquen drásticamente. Una solución amortiguadora es aquella que resiste los cambios de pH cuando se agregan cantidades limitadas de ácidos o de bases.

Una solución amortiguadora debe contener un ácido capaz de reaccionar con cualquier base que se agregue y al mismo tiempo debe contener una base que reaccione con cualquier ácido que se agregue. Y es condición necesaria también que los componentes de la mezcla no reaccionen entre sí. Por lo que un par ácido base conjugado puede satisfacer este requisito.

Para preparar una solución amortiguadora es necesario contar con la mezcla de un ácido débil y su base conjugada de tal forma que en la solución hayan cantidades apreciables de un ácido débil y de una base débil. Como ejemplo:



En donde las concentraciones del ácido acético (CH_3COOH), las de los iones H_3O^+ y del ion acetato (CH_3COO^-) en la solución se relacionan como en la siguiente ecuación:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Despejando las concentraciones de iones H_3O^+ y reordenando la ecuación tenemos que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a * \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

En la que observamos que la concentración de iones H_3O^+ en la solución permanecerá más o menos constante mientras no haya cambios apreciables en la relación de las concentraciones de iones acetato (CH_3COO^-) y moléculas de ácido acético (CH_3COOH).

5. EXPERIMENTOS PROPUESTOS

5.1 CLASIFICACION DE SUSTANCIAS ACIDAS Y BASICAS

OBJETIVO: Conocer las características organolépticas de los ácidos y de las bases.

MATERIAL: Pedir a los alumnos que lleven de sus casas productos, de preferencia que sean comestibles o productos usados en la limpieza de su hogar para clasificarlos.

DESARROLLO:

- Pedirles a los alumnos que toquen, huelan y si es posible que prueben cada uno de los productos llevados por ellos.
- Hacer que todos intercambien muestras con los demás equipos para que pueden usar una mayor cantidad y variedad de artículos para su clasificación.

PRECAUCIÓN. Si los alumnos llevan sustancias usadas como agentes de limpieza, solo deberán olerlos, mostrándoles la técnica adecuada para percibir olores. Evitando que dañen su sentido del olfato.

En caso de que toquen las sustancias indicarles que se laven perfectamente bien las manos y que tiene que ser después de revisar cada uno de los productos.

TAMBIEN SE LES INDICARÁ QUE ESTA TERMINANTEMENTE PROHIBIDO PROBAR EL DETERGENTE.

RESULTADOS: Usando los conocimientos previos de los alumnos, se les pide que elaboren un cuadro con las siguientes características:

| Sustancia | Agrio | Amargo | Áspero | Jabonoso | Olor |
|------------|-------|--------|--------|----------|------|
| Limón | | | | | |
| Leche | | | | | |
| Jitomate | | | | | |
| Detergente | | | | | |

Con estos resultados, se puede iniciar una clasificación general de ácidos y bases y las sustancias que no tengan ninguna de esas características se pueden clasificar como neutras.

CONCLUSIONES: Habiendo analizado los resultados, podremos contestar las siguientes preguntas:

1. ¿Qué características empleo para clasificarlas como ácidos?
2. ¿Qué características tendrán las bases?
3. ¿Qué diferencias hay entre los ácidos y las bases?
4. ¿Se observan características diferentes entre las sustancias naturales y las sintéticas?

El tiempo para la realización de la práctica es de 1 hora.

5.2 USO DE INDICADORES

OBJETIVO: Observar como funcionan los indicadores y el color que desarrollan en medios ácidos o básicos.

MATERIAL: Usar los mismos reactivos por equipo de la práctica anterior más:

Ácido clorhídrico

Agua destilada

Hidróxido de sodio o de potasio

Indicador universal

Fenolftaleína

Naranja de metilo

Gradilla

Goteros en cantidad suficiente para cada una de las muestras

Tubos de ensayo, que tendrán que ser 3 tubos de ensayo por cada muestra, más 3 para el agua destilada, 3 para ácido clorhídrico y 3 para hidróxido de sodio o potasio.

DESARROLLO:

- Se formarán tres columnas, con los tubos de ensayo necesarios para colocar cada muestra por triplicado.
- A cada uno de los tubos de la primera columna se les adicionarán 3 gotas de fenoftaleína
- En la segunda columna a cada tubo se le adicionarán 3 gotas de indicador universal
- Y en la tercera columna a cada tubo se le adicionarán 3 gotas de naranja de metilo
- Después se adicionarán unas 10 gotas de cada una de las muestras por fila de indicadores, de tal forma que la primera fila se pondrán 10 gotas de ácido clorhídrico en el tubo con fenolftaleína, 10 gotas en el tubo con indicador universal y 10 gotas en el tubo con naranja de metilo.

| Indicador sustancia | Naranja de metilo | Indicador universal | Fenolftaleína |
|---------------------|-------------------|---------------------|---------------|
| Ácido clorhídrico | | | |
| Agua destilada | | | |
| Hidróxido de sodio | | | |
| Limón | | | |
| Leche | | | |
| Jitomate | | | |
| Detergente | | | |

RESULTADOS: Con los resultados obtenidos y las características observadas en la práctica anterior, clasifique ahora cada uno de los compuestos como ácidos, bases o neutros usando para ello los resultados con el ácido clorhídrico, con el agua y con el hidróxido. Ya que ahora conoce ya el color que desarrolla un ácido como el clorhídrico, una base como el hidróxido y un producto neutro como el agua destilada.

CONCLUSIONES: Ya teniendo la clasificación entre ácidos y bases conteste:

1. ¿Qué color tiene cada uno de los indicadores en medio ácido?
2. ¿Qué color presenta cada uno de los indicadores en medio básico?
3. ¿Qué colores se observan para cada uno de los indicadores en un medio neutro?

5.3 EXTRACCIÓN DE INDICADORES DE PRODUCTOS NATURALES

OBJETIVO: Que el alumno obtenga sus propios indicadores y que observe la coloración que obtienen en medios ácidos y básicos.

MATERIAL:

Hojas de jamaica, betabel, ciruela negra, col morada y otros.

Acido clorhídrico

Hidróxido de sodio

Alcohol etílico

Arena previamente lavada

Cápsulas de porcelana

Embudo de filtración

Papel filtro

Agitador

Goteros

Probeta de 10 ml

12 tubos de ensayo

Gradilla

Balanza

DESARROLLO:

- Pese 5 gramos de hojas de jamaica, colóquelas en una cápsula de porcelana, adicionando un poco de arena para auxiliarnos en la molienda y extracción del color de las hojas de jamaica, adicione 5 ml de alcohol etílico, muele un poco más las hojas y filtre el alcohol con el colorante, adicione más alcohol para extraer más colorante y filtre.
- Proceda de la misma forma con el betabel, la ciruela negra (usando de esta solamente la cáscara) y la col morada.
- Coloque en 4 tubos de ensayo 4 ml de ácido clorhídrico y ordénelos en una columna.
- En otra columna adicione 4 ml de agua en cada tubo de ensayo
- Forme otra columna de 4 tubos de ensayo que contengan 4 ml de hidróxido de sodio.
- Ya colocados los tubos en tres columnas en la gradilla, adicione a la primera fila en cada tubo de 3 a 4 gotas del extracto de jamaica, a la segunda fila 3 o 4 gotas de betabel, a la tercera fila 3 o 4 gotas de ciruela negra y en la última fila 3 o 4 gotas de col morada.

RESULTADOS: Anote los resultados de la coloración que se obtiene con cada uno de los indicadores en un medio ácido o en un medio básico

| Extracto | Ácido clorhídrico | Agua destilada | Hidróxido de sodio |
|------------------|-------------------|----------------|--------------------|
| Hojas de jamaica | | | |
| Betabel | | | |
| Ciruela negra | | | |
| Col morada | | | |

CONCLUSIONES: Ya que ha observado como se comportan los indicadores en un medio ácido y en un medio básico, resuelva el siguiente cuestionario.

1. ¿Cuál de los indicadores considera el más apropiado para identificar los ácidos y las bases?
2. ¿Cómo podría determinar el intervalo en el cual actúa cada uno de los indicadores?

3. ¿Qué característica deben de tener las flores o los frutos para poder ser considerados como indicadores ácido – base? ¿Podría proponer otra flor o fruto que actúe como indicador? ¿cuál?

5.4 TITULACIONES ÁCIDO – BASE

OBJETIVO: Que los alumnos observen el punto de equilibrio entre un ácido y una base.

MATERIAL:

Soporte universal

Bureta

Pinzas para bureta

2 vasos de precipitados de 250 ml.

Matraz erlenmeyer de 250 ml.

Fenolftaleína

Solución 0.1 molar de ácido clorhídrico

Solución 0.1 molar de hidróxido de sodio

Pipeta volumétrica o graduada de 20 ml.

DESARROLLO:

- Coloque la bureta en el soporte universal, sostenido con las pinzas de tal forma que pueda ver la graduación de la bureta.
- Coloque en el vaso de precipitados de 100 a 150 ml de ácido clorhídrico.

- En el segundo vaso de precipitados coloque también de 100 a 150 ml de hidróxido de sodio.
- Marque cada vaso de precipitados con la solución que contiene.
- Llene la bureta con la solución de ácido clorhídrico, permitiendo que la punta de la bureta se llene y que el ácido clorhídrico marque 0 ml.
- Tome 20 ml de la solución de hidróxido de sodio y colóquelo en el matraz erlenmeyer.
- Coloque de 3 a 5 gotas del indicador de fenolftaleína en el matraz, observando la coloración que toma la solución.
- Adicionar gota a gota con agitación el ácido clorhídrico que contiene la bureta hasta que se observe un cambio en la coloración de la solución.
- Detener la adición del ácido en cuanto se observe el cambio de coloración, anotando el volumen de ácido usado para efectuar el cambio de coloración del indicador.
- Es recomendable repetir cada medición 2 o 3 veces más para verificar los resultados.
- Se puede repetir esta práctica usando para ello el indicador que elija cada uno de los alumnos, pudiendo observar los diferentes cambios de los indicadores.

PRECAUCIÓN: Por favor guarde el resultado de al menos una de las reacciones realizadas en esta parte para usarla en la siguiente práctica.

RESULTADOS:

- Verifique los volúmenes de ácido usados para cada muestra, deben ser los mismos o muy próximos los resultados.
- Si hay ligeras variaciones, se recomienda usar un valor promedio de los resultados.
- Si el volumen obtenido es el mismo, utilice la siguiente fórmula para calcular la molaridad del hidróxido de sodio.

$$M_{\text{HCl}} * V_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} * V_{\text{NaOH}}$$

Donde:

M_{HCl} = Es la concentración molar del HCl y la usada se propuso que fuera de 0.1 M.

V_{HCl} = Es el volumen de HCl empleado para obtener el cambio de color del indicador.

M_{NaOH} = el dato problema que se determinará con la fórmula anterior.

V_{NaOH} = es el volumen titulado de hidróxido de sodio en el problema se uso 20 ml de la base.

CONCLUSIONES:

Resuelve las siguientes preguntas con los resultados obtenidos en la práctica.

1. Escriba la ecuación que representa la reacción realizada
2. ¿Si se invierte el orden en la reacción, digamos que se tome una muestra de ácido clorhídrico y que en la bureta se coloque como titulante el hidróxido de sodio, sería equivalente la concentración del hidróxido al realizar los cálculos?
3. ¿Qué ocurriría si se utiliza un indicador diferente al propuesto en la práctica?

5.5 OBTENCION DE UNA SAL

OBJETIVO:

Aprovechando la reacción de titulación anterior, observe la obtención de una sal como resultado de una reacción de neutralización.

MATERIAL:

El líquido resultado de la práctica anterior

Una pipeta graduada o volumétrica de 20 ml

Una cápsula de porcelana

Una lupa

Diferentes sales de laboratorio proporcionadas por los profesores

Un soporte universal con anillo y mechero o una parrilla de calentamiento.

DESARROLLO:

- Medir 20 ml de la solución resultante de la práctica anterior.
- Coloque la solución en la cápsula de porcelana y caliente hasta la evaporación total del líquido en la cápsula de porcelana.

- Observe con una lupa el residuo resultante y compárelo con las diferentes sales proporcionadas por el profesor.

RESULTADOS:

Observe y trate de caracterizar el residuo resultante en la práctica comparando los cristales con los de las sales que le proporcione el profesor. También lo puede hacer determinando el punto de fusión del residuo, si tiene el equipo para hacerlo. También puede determinar la solubilidad de ese producto.

CONCLUSIONES:

Compare el residuo obtenido con las sales del laboratorio, las cuales incluirán a los reactivos de la práctica anterior, para que pueda verificar si es la sal de la que partió o si su residuo es diferente del reactivo con el que llevó a cabo la práctica.

Conteste las siguientes preguntas:

1. ¿Qué características físicas uso para determinar si el producto es hidróxido de sodio o algún otro producto diferente?
2. Uso solubilidades para determinar que producto tenía. ¿Qué resultados obtuvo?
3. ¿Si lo disuelve en agua que valor de pH esperaba encontrar?

5.6 LOS ÁCIDOS Y LAS BASES EN LA INDUSTRIA

Los principales ácidos en la industria, son el ácido nítrico (HNO_3) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y son usados en la fabricación de explosivos, diluidos en la fabricación de fertilizantes, como superfosfatos y como sulfato de amonio, también son usados para eliminar escamas de óxidos de las superficies de los aceros laminados, tratamientos que son indispensables para antes de ser pintados, galvanizados, esmaltados o para darle un baño de estaño.

El ácido sulfúrico concentrado se usa en la industria del petróleo para purificarlo antes de convertirlo en gasolina.

El ácido sulfúrico y nítrico se usan también en la fabricación de colorantes artificiales, los cuales han ido desplazando poco a poco a los naturales.

El ácido sulfúrico es el líquido de los acumuladores que ponen en marcha a los automóviles, tanques, aeroplanos o que impelen los submarinos bajo el agua.

El ácido clorhídrico (HCl) sólo es superado en importancia por los dos anteriores, fue conocido en la edad media como producto de la destilación de una mezcla de sal común, pirita de hierro y arcilla y usada para atacar metales. En el siglo XV Basilio Valentín lo obtiene más fácilmente destilando una mezcla de sal común y sulfato ferroso, recibiendo el nombre de **espíritu de sal Glauber** en 1648 sustituye

el sulfato ferroso por el aceite de vitriolo (ácido sulfúrico), es Cavendish quien a finales del siglo XVIII lo obtiene en estado gaseoso, Priestley es quien describe sus principales propiedades aunque en esta época se creía que un ácido era un compuesto oxigenado Gay-Lussac y Thénard establecen su verdadera composición demostrando que está formado solo por hidrógeno y cloro. El nombre de ácido muriático con el que todavía se le conoce comercialmente proviene de muria palabra con la que se designaba la sal común y este nombre le fue dado por Lavoisier.

El ácido clorhídrico se desprende de emanaciones volcánicas como las del Vesubio, también se encuentra disuelto en aguas de algunos ríos como las del vinagre que proviene del volcán Puracé de los andes y contiene 0.12% de ácido clorhídrico, en las aguas del manantial de Nueva Granada que contienen un 0.88%, se encuentra también en el jugo gástrico de los animales mamíferos siendo un factor indispensable para la digestión.

El ácido clorhídrico se consume en grandes cantidades para la fabricación del cloruro de amonio (NH_4Cl) que es usado en la fabricación de las pilas secas y en la elaboración de cloruros de metales pesados. Se usa también en la fabricación de jarabes, de glucosa a partir del almidón de maíz, para purificar el negro de

huesos, de la refinación de azúcar, para la eliminación de huellas de álcali.

El ácido sulfhídrico se encuentra naturalmente y es producido por la actividad humana también, naturalmente se encuentra en el petróleo crudo, como un gas natural, en gases volcánicos y en manantiales de aguas termales. Se puede producir como resultado de la degradación bacteriana de materia orgánica, además de ser producto de los desperdicios de animales y de humanos.

Bacterias que se encuentran en la boca y en el tracto gastrointestinal producen ácido sulfhídrico al degradar los materiales que contienen proteínas de origen animal o vegetal.

El ácido sulfhídrico, es producido también por actividades industriales como en los procesamientos de alimentos, en hornos de coque, en fábricas de papel, curtiduría y como ya lo mencionamos en la refinación del petróleo. Este es un gas incoloro con un olor característico a huevo podrido, se le conoce también como gas de alcantarilla. La gente puede detectar su olor a niveles muy bajos. Éste puede producir a bajas concentraciones irritación en garganta, ojos y nariz e incluso dificultar la respiración en personas asmáticas en altas concentraciones puede provocar pérdida del conocimiento y posiblemente la muerte.

El ácido sulfúrico es un líquido aceitoso incoloro y transparente muy corrosivo como ya se mencionó se usa en la fabricación de abonos, explosivos para obtener otros ácidos y para fabricar pegamentos para remover las impurezas de la superficie de metales y en las baterías de plomo, ácido que son usadas en la gran mayoría de los vehículos el ácido sulfúrico en el medio ambiente se forma de la liberación del anhídrido sulfuroso obtenido en la incineración de carbón, aceite y gasolina este ácido es soluble en agua y puede permanecer suspendido en el aire por periodos de tiempo variables siendo removido del aire por la lluvia contribuyendo a la formación de las lluvias ácidas. Es un ácido muy fuerte si lo tocamos con las manos puede producir quemaduras en la piel y si lo respiramos produce erosiones en los dientes e irritación en las vías respiratorias si se bebe puede producir quemaduras en la boca la garganta y el estómago hasta causar la muerte.

El ácido nítrico era conocido por los alquimistas como ***aqua fortis*** líquido aceitoso incoloro, que por la acción de la luz toma una coloración marrón por lo que lo más conveniente es guardarlo en recipientes ámbar es un oxidante fuerte como ya se mencionó, es usado en la síntesis de fertilizantes obteniendo el **NH₄NO₃** es usado también en síntesis orgánicas, usado también en la obtención de productos farmacéuticos y explosivos como la nitroglicerina,

nitrocelulosa y el TNT (trinitrotolueno). También se emplea en procesos metalúrgicos y en el procesamiento de combustibles nucleares no consumidos es un producto de los de más alto consumo ocupa el lugar 14 de producción masiva en Estados Unidos.

El nitrógeno tal vez sea uno de los elementos más versátiles en la naturaleza, pues puede producir tanto sustancias ácidas como básicas como lo es el amoníaco.

El amoníaco se puede encontrar en el medio ambiente en el aire el suelo y en el agua en plantas y animales incluyendo a los seres humanos, la exposición a niveles altos de amoníaco pueden producir irritación y quemaduras serias en la piel, en la boca, en la garganta, pulmones y ojos. Exposiciones a niveles muy altos pueden producir la muerte. Pero así como se puede encontrar de forma natural, puede ser también producto de la actividad humana.

El amoníaco es un gas incoloro de olor característico reconocido por ser usado en sales aromáticas en productos de limpieza doméstico e industriales se usa

en limpiadores de vidrios es soluble en agua, llamándose amoníaco líquido o solución de amonio, aunque cuando se expone al aire se desprende fácilmente

de la solución transformándose en gas. Como fertilizante, se aplica directamente en los suelos agrícolas.

Otra de las bases más utilizadas es el hidróxido de sodio que en condiciones ambientales es un sólido blanco cristalino que absorbe la humedad del aire muy fácilmente. Cuando se disuelve en agua libera una gran cantidad de calor.

Suficiente para encender materiales combustibles. El hidróxido de sodio es muy corrosivo, puede ser usado en forma sólida o en solución a cualquier concentración uno de sus nombres comunes es sosa cáustica se usa en la fabricación de jabones, rayón, papel, explosivos, tinturas y productos de petróleo. También se usa en el procesamiento de textiles de algodón, lavandería y blanqueado, en la galvanoplastia y en la extracción electrolítica de uso muy común en limpiadores de desagües y hornos.

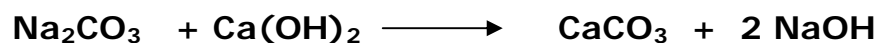
Cuando el hidróxido de sodio se libera a la atmósfera se degrada rápidamente por reacciones con otras sustancias. Al disolverse en agua se disocia en cationes de sodio Na^+ y en aniones hidróxido OH^- disminuyendo la acidez del agua, también se disocia cuando se coloca sólido en el suelo con la humedad de la tierra.

Es altamente corrosivo y puede causar quemaduras graves en todos los tejidos cuando entra en contacto con estos, si se llegará a inhalar en forma de polvo puede producir irritación en la nariz y garganta. Si la inhalación es a niveles más altos produce hinchazón o espasmos de las vías respiratorias.

La ingestión del hidróxido de sodio sólido o en solución, puede producir vómito, dolor de pecho y del abdomen, dificultad para tragar, lesiones corrosivas en el tracto digestivo, lo que ocurre muy rápidamente. Puede causar hemorragias perforación y disminución del tracto intestinal. Ha habido casos en que la muerte ocurre a causa del shock, la infección de los tejidos corroídos o el daño a pulmón. En contacto con los ojos puede producir desde dolor e irritación hasta ceguera en casos graves.

Algunos estudios indican que el cáncer en el esófago puede desarrollarse muchos años después de la exposición a niveles altos de hidróxido de sodio, aunque esto no lo señala como agente carcinógeno, ya que el cáncer se pudo haber originado durante la reparación de los tejidos dañados.

El hidróxido de sodio y el hidróxido de potasio tienen formas de preparación muy similares, tratando sus carbonatos con cal apagada como se indica en la siguiente reacción.



En donde el carbonato de calcio se precipita y se separa por filtración y el hidróxido de sodio, se obtiene en escamas evaporando el agua presente en la reacción.

El hidróxido de potasio, también es muy soluble en agua y muy deliquescente que significa que se licua absorbiendo agua del medio ambiente, se usa principalmente en la fabricación de jabones.

RESULTADOS: Usando los conocimientos previos de los alumnos, se les pide que elaboren un cuadro con las siguientes características:

| Sustancia | Agrio | Amargo | Áspero | Jabonoso | Olor |
|------------|-------|--------|--------|----------|------|
| Limón | | | | | |
| Leche | | | | | |
| Jitomate | | | | | |
| Detergente | | | | | |

Con estos resultados, se puede iniciar una clasificación general de ácidos y bases y las sustancias que no tengan ninguna de esas características se pueden clasificar como neutras.

6. EJERCICIOS

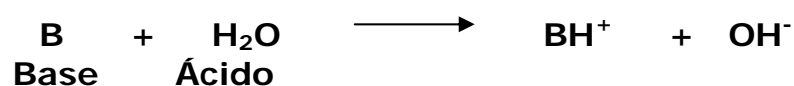
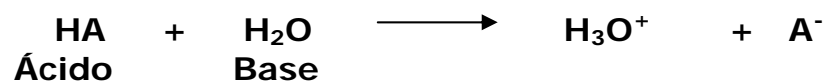
6.1 PREGUNTAS Y PROBLEMAS.

1. Describa las diferencias entre: ácidos, bases y sales.
2. Describa ejemplos de sustancias de la vida cotidiana que estén en cada una de las categorías de la pregunta anterior.
3. ¿Cuales de los siguientes compuestos son ácidos de Arrhenius?

a) HCl b) H₂SO₄ c) H₂O d) FeCl₃ e) H₂S
4. ¿Cuales de los siguientes compuestos son bases de Arrhenius?

a) NaOH b) MgO c) Ca(OH)₂ d) H₂O e) NH₃
5. Muchos insectos inyectan, al picar, pequeñas cantidades de ácido fórmico (HCO₂H), Explique ¿por qué? puede aliviar el ardor, tratando el piquete con una solución acuosa de amoníaco (NH₃) o de polvos de hornear (NaHCO₃).

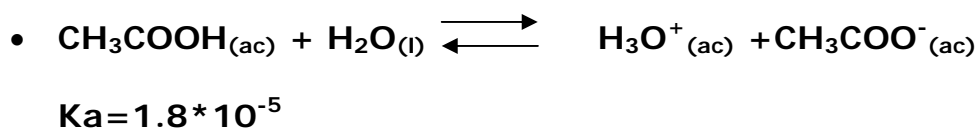
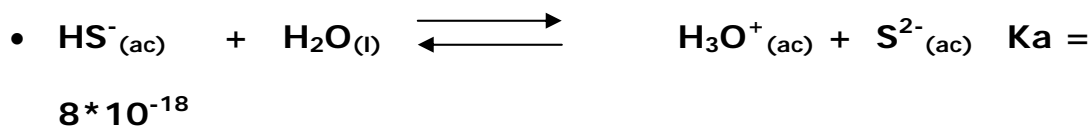
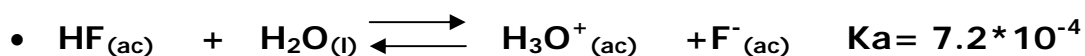
6. Todos los ácidos y las bases, en presencia de agua, reaccionan ya sea como ácidos o como bases de tal forma que la molécula de agua puede funcionar como anfiprótica, puede donar o aceptar protones de la siguiente forma:



De acuerdo a lo establecido en el párrafo anterior complete las siguientes ecuaciones:

- $\begin{array}{c} \text{HCN} \\ \text{Ácido} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- $\begin{array}{c} \text{HBr} \\ \text{Ácido} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{NH}_2 \\ \text{Base} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- $\begin{array}{c} (\text{CH}_3)_2\text{NH} \\ \text{Base} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$

7. Varios ácidos y sus respectivos constantes de equilibrio son:



8. Cuando aguantamos la respiración en nuestro organismo queda atrapado CO_2 gaseoso ¿Esto eleva o abate el pH de la sangre? ¿Produce alcalosis o acidosis?

9. ¿El pH de una solución, aumenta, disminuye o no cambia cuando:

a)

Se agrega cloruro de amonio sólido a 100 ml de NH_3 0.10 M?

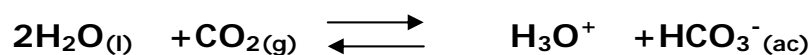
b) Se agrega acetato de sodio sólido a 50.0 ml de ácido acético 0.015 M?

c) Se agrega 20.0g de cloruro de sodio sólido a 25.0ml de NaOH 0.10 M?

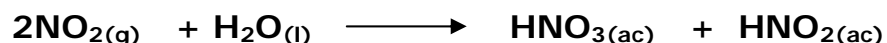
10. Los valores de pH de muestras de jugo de limón y de vinagre son muy parecidos: 2.2 y 2.5, respectivamente. ¿Calcule las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- de ambas soluciones y compárelas entre sí?

6.2 TRABAJOS PROPUESTOS PARA CLASE

En esta parte, estamos proponiendo formas de enlazar los programas de Química I y II con estos contenidos y obviamente ocupándonos del tema de ácidos y bases, por lo cual, si el primer tema del programa es agua, inminentemente tendremos que hablar del tema de las lluvias ácidas, término que se usó por primera vez en 1872 por el químico y climatólogo inglés **Robert Angus Smith** quien con este término describió la precipitación ácida que cayó sobre Manchester Inglaterra al inicio de la revolución industrial en donde describió con reacciones químicas sencillas como el agua de la lluvia presentó un cambio de pH al disolver el dióxido de carbono componente natural de la atmósfera usando las siguientes reacciones:

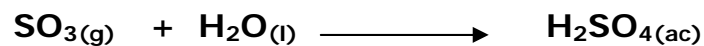
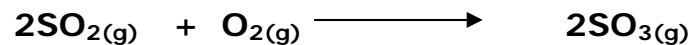


En equilibrio el pH de una solución de CO_2 del aire es cercano a 5.6 por lo que cualquier precipitación con un pH menor a 5.6 se considera como **lluvia ácida**.



El dióxido de nitrógeno (NO_2) que se desprende de procesos industriales y naturales puede reaccionar con el agua para producir sus dos oxiácidos el ácido nitroso (HNO_2) y el ácido nítrico (HNO_3).

El SO_2 (dióxido de azufre) produce con agua H_2SO_3 ácido sulfuroso y si hay oxígeno presente se forma el ácido sulfúrico (H_2SO_4) como se observa en las siguientes reacciones:



Cuando las condiciones son favorables, estas gotitas de agua ácida se precipitan como lluvia ácida o como nieve con un pH menor de 5.6.

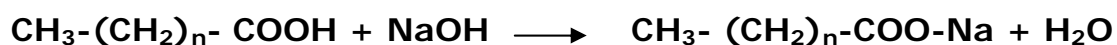
Se tienen reportes de lluvias ácidas que se remontan a 1900, en la actualidad este problema es muy grave a causa de las grandes cantidades de óxidos ácidos que se están inyectando diariamente a la atmósfera. Si estas precipitaciones ácidas se llevan a cabo en áreas naturales que no toleren cambios drásticos en el pH, surgirán graves problemas ambientales, como por ejemplo tenemos que la precipitación de lluvias ácidas en las grandes ciudades esta acabando con los monumentos históricos.

Además de las lluvias ácidas, tenemos también que los y las bases tienen una gran importancia en la cocina y no solo es el vinagre el agente ácido más usado sino que hay diversos ácidos orgánicos usados como lo es el ácido cítrico que es usado en las diferentes bebidas preparadas, también son usadas para dar sabor al té al pescado, nos sirve para la preparación de las emulsiones como son los aderezos, se usa también en mermeladas y otros tipos de conservas, cuando pensamos en cocina, pensamos en panadería, y en que muchos de los procesos para la obtención de panes, se llevan a cabo rápidamente ya no por la acción de una levadura, ya que es un proceso lento, pero lo hemos sustituido por la adición de una sal carbónica para que por la adición de un ácido débil como lo es el ácido láctico, se produzca CO_2 dióxido de carbono que es un gas y que hará que el sabor y consistencia del pan sea mejor.

Uno de los motivos que nos llevó a la elaboración de este trabajo fue el saber que es en el hogar donde se producen una gran cantidad de accidentes y que esos accidentes se deben al desconocimiento que hay sobre la acción de los diferentes limpiadores caseros, en los cuales podría incluirse una lista de más de media docena de estos productos que existen en casa, contados estos entre detergentes para ropa, para vajilla, polvos para fregar, limpiadores de horno, limpiadores para inodoros, otros como desinfectantes, limpiadores para tabique y

concreto como lo es al ácido muriático (HCl). De los cuales muchos de ellos pueden producir reacciones que desprenden una gran cantidad de calor y que si no se usan con precaución pueden resultar en accidentes o también pueden generar reacciones con producción de gases tóxicos etc.

Observamos también reacciones ácido base en la preparación de los jabones, en donde se ve una reacción entre un ácido graso con una base o un ácido inorgánico para formar la sal ilustrado a continuación:



Otra de las relaciones que se pueden establecer entre ácidos y bases, es con los medicamentos que es un tema del curso de Química II y se puede ver por ejemplo como la aspirina, es un fármaco muy potente capaz de aliviar el dolor, bajar la fiebre, disminuir la inflamación, reducir la formación de coágulos bajando así la incidencia de enfermedades cardiovasculares.

Sin embargo el efecto del ácido acetil salicílico sobre el estómago es muy desagradable, ya que causa una fuerte acidez estomacal, es por ello que prefieren usarse derivados de este ácido e incluso las sales del ácido para evitar estas molestias.

Por lo que justificamos todavía más el hecho de proponer que el tema de ácidos y bases tenga una mayor incidencia en los programas de química del bachillerato ya que consideramos que es de gran importancia que los alumnos tomen una clara conciencia sobre estos productos y eviten accidentes en el hogar, que tengan una cultura más general sobre el como modificar o llevar a cabo algunas recomendaciones, que hagan caso siempre de las etiquetas de seguridad y que no tomen tan a la ligera los productos con los que se puede encontrar en el mercado.

7. CONCLUSIONES

Dentro del marco metodológico del Colegio de Ciencias y Humanidades y por los materiales didácticos presentados en este trabajo se está buscando introducir los conceptos de ácidos y bases por medio de prácticas simples y acordes a los temarios manejados en las materias de Química I y II del plan de estudios del Colegio.

Se propuso también la revisión de los conceptos mínimos y necesarios como antecedentes para la comprensión de los conceptos señalados. También se introducen los antecedentes históricos de los conceptos de ácidos y bases.

Se generaron trabajos para desarrollarlos bajo los temas principales de los programas actuales del colegio. Se habla de forma general y somera de los principales usos y aplicaciones de los ácidos y las bases en la industria y en el hogar.

Se maneja también información sobre los problemas que puede causar cada uno de los ácidos y bases de uso más común.

Por último se presentan cuestionarios, que nos ayudarán a verificar si el tema ha sido comprendido ya que no se pretende tener resultados numéricos sino de establecer la forma de pensar de cada uno de los alumnos a los que se les pueda presentar el trabajo, ya sea revisado en partes o completo.

8. BIBLIOGRAFIA

1. Gaceta UNAM 1 de Febrero de 1971.
2. Barberá Elena, Bolívar A., Calvo J. R., El constructivismo en la Práctica. Editorial Laboratorio Educativo.
3. Rudolf Ch. H., Fundamentos de la Química General e Inorgánica. Ed Reverté S.A. 1986.
4. Obaya V. A., García B. R., Mena G.M., indicadores de pH obtenidos de flores y hortalizas. Educación Química 10(1), 54-56, 1999.
5. Olivares J. E., Tipos de contenidos e Instrumentos de Evaluación Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales No. 4 16-23 abril de 1995.
6. Spencer J. N., Bodner G. M., Rickard L. H., Química Estructura y Dinámica Ed. CECSA México 2000.
7. Dickson T. R., Química un Enfoque Ecológico, Ed. Limusa México 1980.
8. Smoot R. C., Price J., Química un Curso Moderno. Cia. Editorial Continental S. A. de C. V. México 1984.
9. American Chemical Society. Química en la comunidad, Ed. AdisonWesley Longman Segunda Ed. 1998.

10. Petrucci R. H., Harwood W. S., Química general, Ed. Prentice Hall 1999.
11. Chang R., Química, Mc, Graw-Hill. 1995.
12. Babor J.A. Química General Moderna Ed. Marín S.A. 1960.
13. Priesner C. Figala K. Alquimia Enciclopedia de una Ciencia Hermética Ed. Herder.
14. Chamizo J.A. El Maestro de lo infinitamente pequeño John Dalton. Pangea editores. 1992.
15. Atkins p., Jones L. Química moléculas materia cambio. Ed. Omega S.A. 1997.
16. Moore J.W., Kotz J.C., Stanitski C.J., Melvin D., Wood J.I. El mundo de la química (conceptos y aplicaciones) Ed. Addison Wesleylongman Segunda edición México 2000.
17. Leicester H.M. Panorama Histórico de la Química. Ed. Alambra S.A. 1967.
18. Benson S.W. Calculos Químicos. Una introducción al uso de las matemáticas en la Química. Ed. Limusa-Wiley S.A. 1967.
19. <http://www.astdr.cdc.gov/es/toxfaqs/es.tfacts117.html>
20. <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/nitrogeno/acido-nitrico>

21. http://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfaqs/es_tfacts114.html
22. http://www.atsdr.cdc.gov/toxfaqs/es_tfacts178.html
23. <http://www.fquim.unam.mx/sitio/uploads/pdfs/hoja2.pdf>
24. <http://www.textoscientificos.com/quimica/grupo1>
25. <http://www.textoscientificos.com/residuos>
26. <http://textoscientificos.com/sulfurico/emisiones>
27. <http://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfacts126.html>