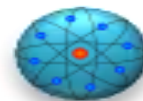




REPÚBLICA DE COLOMBIA
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN MUNICIPAL DE PALMIRA
INSTITUCIÓN EDUCATIVA “DE ROZO”
Aprobada por Resolución N° 0835 del 20 de FEBRERO de 2.017



QUÍMICA
Guía de estudio
No presencial

GUÍA DE APRENDIZAJE No. 2

ÁREA O ASIGNATURA:	Ciencias Naturales- Química
NOMBRE DE LA GUIA(S):	Equilibrio en soluciones
DURACIÓN (MES)	4 Semanas – 1 Marzo – 30 Marzo 2021
DOCENTE(S):	Yamileth Ortiz Cardona Yamileth.ortiz@iederozo.edu.co
GRADO:	Once (11°)
PERIODO:	Uno
OBJETIVO DE APRENDIZAJE y/o DBA:	-Caracterizo cambios químicos en condiciones de equilibrio (Est.) -Comprende que la acidez y la basicidad son propiedades químicas de algunas sustancias y las relaciona con su importancia biológica y su uso cotidiano e industrial. DBA

INTRODUCCIÓN



Habitualmente se ha resaltado la importancia del agua y de las reacciones que se llevan a cabo en soluciones acuosas en el laboratorio de química, en el ambiente natural, en los organismos vivos, y desde luego en muchos procesos industriales que desarrollan tecnologías tendientes a mejorar la calidad de vida del hombre. Muchas de estas reacciones, involucran sustancias ácidas o básicas o sustancias ligeramente solubles en agua que en un momento dado alcanzan un estado de equilibrio. Esta Situación nos permite entender y cuantificar muchos cambios que se presentan en ciertos sistemas y desde luego modificarlos para nuestro provecho. En esta guía vamos a exponer algunos conceptos relacionados con el equilibrio iónico del agua, las diferentes teorías sobre ácidos y bases.





EQUILIBRIO EN SOLUCIONES

Lea el siguiente texto

AYUDE A MARÍA PAULA...

María Paula es una estudiante de 11° de la Institución Educativa Corazón de María ubicada en Carmen de Atrato, Chocó. Cuando despertó, María Paula sintió un dolor en la parte superior del estómago. Aún así, decidió ir a estudiar, pero durante el descanso tuvo que ir a la enfermería ya que el dolor aumentó. La enfermera del Colegio le preguntó qué sentía, a lo que ella respondió: -Siento un fuerte ardor como una **acidez**-. Ante esta respuesta, la enfermera le dio una cucharada de un medicamento llamado **Leche de magnesia** y al cabo de un tiempo, María Paula se sintió mejor. Cuando llegó a su casa contó lo sucedido en el colegio y su abuelo que ha estado mucho tiempo en el campo le dijo: -La próxima vez que te suceda, debes comer papa cruda rallada con miel en ayunas y eso te ayudará para la acidez.



María Paula quiso entender la razón por la cual sintió ese fuerte dolor y por qué una cucharada de un líquido blanco la alivió. Decidió entonces consultar a sus profesores de biología y química, quienes le dijeron:

-Probablemente, tienes gastritis, es decir, una inflamación de la mucosa estomacal producida por una bacteria llamada *Helicobacter pylori* presente en el estómago, que se relaciona con los jugos gástricos. Estos son muy **ácidos** y los produce el estómago para disolver algunos alimentos, la mucosa presente en el estómago soporta la acidez de estos jugos. Por otro lado, la leche de magnesia es una **base**, compuesta de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio, lo cual equilibra la acidez presente en la irritación de la mucosa estomacal. María Paula quiso investigar esos dos conceptos utilizados por su profesor: ácido y base para entender mejor qué sucedió en su cuerpo.

CON BASE EN LA LECTURA RESPONDA:

María Paula preguntó cuál es el ácido presente en los jugos gástricos, y encontró que es el HCl denominado **Ácido Clorhídrico**. Se preguntó entonces.

- ❖ ¿Por qué este es un ácido?
- ❖ ¿Recuerdas la fórmula química del ácido clorhídrico?
- ❖ El hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) es el componente principal de la leche de magnesia, el antiácido estomacal de uso Comercial. Este compuesto se produce al reaccionar:



EL EQUILIBRIO EN SOLUCIONES IÓNICAS



El **equilibrio** iónico es un tipo especial de **equilibrio** químico, caracterizado por la presencia de especies químicas en **solución** acuosa, las cuales producen iones. En el siglo XVIII ya se sabía que ciertas soluciones tenían la propiedad de conducir la electricidad, por lo que más tarde se las llamó soluciones de electrólitos.

Los electrolitos son Sustancia que se descompone en iones (partículas cargadas de electricidad) cuando se disuelve en agua o en los líquidos del cuerpo. Algunos de los ejemplos de electrolitos son el sodio, el potasio, el cloruro y el calcio.

Los electrólitos se dividen teniendo en cuenta un criterio cualitativo en electrólitos fuertes y electrólitos débiles.

Electrólitos fuertes: Son aquellos electrolitos que cuando se disuelven en el agua, se ionizan totalmente: ejemplo de estos electrolitos fuertes son HCl, H₂SO₄, HNO₃, NaOH, KOH

Electrólitos débiles: Son los que se ionizan en baja proporción en solución diluida.

Los ácidos fuertes, las bases fuertes y las sales solubles pertenecen a un grupo de sustancias llamadas electrolitos, que se caracterizan porque al disolverse en agua se disocian en iones lo que permite que sean conductores de la electricidad.

Ácidos fuertes: Se disocian completamente cuando se disuelven en agua, por tanto, ceden a la solución una cantidad de iones H⁺.



Bases fuertes: se disocia completamente, da todos sus iones OH⁻. Se forman generalmente con los metales del grupo IA y algunos del grupo IIA, siendo las más comunes hidróxidos metálicos solubles.



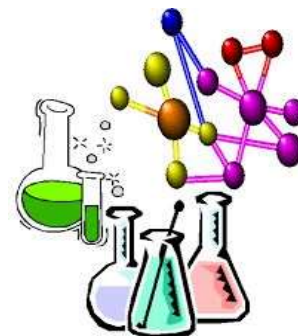
Sales solubles: la mayor parte de las sales solubles son compuestos iónicos, tanto en estado sólido como en solución. Por ejemplo, el proceso de disociación para el cloruro de sodio se puede representar así



CONCEPTOS Y TEORÍAS SOBRE ÁCIDOS Y BASES

Los ácidos y las bases fueron reconocidos inicialmente por sus propiedades más simples, como el sabor: los ácidos tienen un sabor agrio, mientras que las bases son amargas. Posteriormente, se observó que estas sustancias tenían la capacidad de cambiar el color de ciertos compuestos, como el papel de tornasol y la fenolftaleína, que, por esta razón, se conocen como **indicadores**. Los ácidos viran el papel tornasol de azul a rojo y la fenolftaleína de rojo a incolora, mientras que las bases viran el papel tornasol de rojo a azul y la fenolftaleína de incolora a rosa. Como se ha explicado ya, ácidos y bases forman soluciones de electrólitos, capaces de conducir la electricidad. No obstante, muestran

propiedades químicas diferentes. Por ejemplo, los ácidos reaccionan con ciertos metales, como magnesio, zinc o hierro, produciendo hidrógeno gaseoso. Las bases por su parte no muestran este comportamiento, al tiempo que son muy buenos detergentes, presentando una textura jabonosa. Así mismo, los ácidos y bases reaccionan entre sí dando como resultado una solución compuesta por una sal y agua, que si bien conduce la electricidad, no tiene las propiedades físico-químicas que tienen ácidos y bases independientemente. En un intento por dar una explicación al porqué los ácidos y las bases se comportan física y químicamente como lo hacen, se han propuesto una serie de teorías sobre ellos, llamadas **teorías ácido-base**.



Teoría de Svante Arrhenius

El químico sueco **Svante Arrhenius** (1859-1927) formuló en 1884 el primer concepto teórico sobre el comportamiento de ácidos y bases, partiendo del efecto que tienen estas sustancias sobre el agua, cuando se encuentran formando soluciones acuosas. Arrhenius propuso que: **un ácido es** una sustancia que cuando se disuelve en agua incrementa la concentración de iones hidrógeno, H^+ . Mientras que, **una base se define** como toda sustancia capaz de incrementar la concentración de iones hidroxilo, OH^- , en solución acuosa. La teoría de Arrhenius tenía algunas limitaciones: se restringía a sustancias en solución acuosa y al definir la condición ácida y básica a partir de la presencia de iones, H^+ y OH^- desconocía una serie de compuestos que, si bien se comportan como ácido o bases, no se componen de estos iones

Teoría de Brønsted-Lowry

En 1923, en forma simultánea, pero por separado, los químicos **Johannes Brønsted** (1879-1947) y **Thomas Lowry** (1874-1936) propusieron que las reacciones ácido-base podían ser interpretadas como transferencias de protones entre los compuestos involucrados. Sobre esta base, aportaron una definición más amplia de ácidos y bases, según la cual, **un ácido es** una especie capaz de ceder uno o más protones (**iones H^+**), en tanto que **una base es** una sustancia capaz de aceptar dichos protones. De esta manera, cuando un ácido dona un protón, da origen a una **base conjugada**, que es una especie capaz de volver a captar el protón cedido. Igualmente, una base se disocia para dar lugar a un ion OH^- , que es capaz de aceptar un protón, con lo que forma un **ácido conjugado**

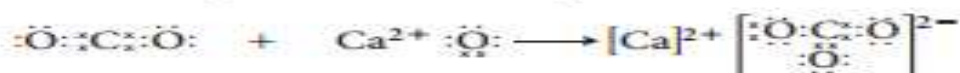
Teoría de Lewis

Bajo los conceptos de ácido y base planteados por el químico norteamericano **Gilbert Lewis** (1875-1946), en 1938, se alcanzó una mayor generalización, que permitió incluir dentro de la definición compuestos que antes no encajaban. Por ejemplo, la reacción entre el dióxido de carbono y el óxido de calcio constituye una interacción ácido-base, desde la teoría de Lewis, que se basa en la donación de pares de electrones en enlaces covalentes.



Así, un **ácido de Lewis** se define como **toda sustancia capaz de aceptar pares de electrones**, mientras que una **base de Lewis** es una sustancia que **puede ceder pares de**

electrones. Esta definición implica que las moléculas de los ácidos deben poseer orbitales vacíos para alojar electrones, al tiempo que las bases deben tener llenos los orbitales correspondiente, para poder ceder la pareja de electrones libres. Esquemáticamente, representamos esta situación así:



CONCEPTO DE PH

El sistema utilizado anteriormente para indicar si una solución es ácida o básica es útil pero poco práctico, pues el uso de notación científica para expresar cantidades tan pequeñas, del orden de 10^{-14} o 10^{-7} moles/L, puede resultar engorroso. Para evitar este inconveniente, el químico danés Sørensen, ideó una escala de grado de acidez, en la cual la concentración de iones H^+ o H_3O^+ se expresa como el logaritmo decimal de la misma cambiado de signo, que equivale al exponente o potencia de dicha concentración. Esta forma de expresar la concentración de hidrogeniones (H^+) de una solución recibe el nombre de **potencial de hidrógeno** o pH, y se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

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

Pero, ¿qué significa esta expresión? Recordemos que toda potencia de diez es el logaritmo decimal de ese número. Por ejemplo, en la expresión 10^3 , tres es el logaritmo de la cantidad correspondiente que es 1.000, número que a su vez es el antilogaritmo de 10^3 . Así mismo 10^{-3} equivale a $1/10^3$, es decir, su inverso, en el cual la potencia o exponente es positivo. Por lo tanto, el pH es el logaritmo decimal del inverso de la concentración de H^+ :

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

Una concentración de H^+ de $1,0 \cdot 10^{-4}$ M, equivale entonces a un pH de:

$$\text{pH} = \text{Log} \frac{1}{(1,0 \cdot 10^{-4})} = 4$$

Este valor se interpreta, diciendo que la solución tiene un grado de acidez igual a 4. Debido a que el logaritmo de 1 es igual a cero

CONCEPTO DE pOH

De la misma manera que expresamos el grado de acidez de las soluciones, utilizando la concentración de hidrogeniones (iones H^+ o H_3O^+), podemos expresar el grado de basicidad, a partir de la concentración de OH^- en una solución. Obtenemos así otra escala, denominada pOH. Matemáticamente el pOH se representa como sigue:

$$\text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-] \text{ o } \text{pOH} = \text{Log} \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

En el inicio de la unidad se expresó el producto iónico del agua

$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$, si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.



¿QUÉ FACTORES AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN?



La velocidad de las reacciones químicas se afecta por **factores** como la concentración de los reactivos, la superficie de contacto, la temperatura, la presencia de catalizadores y la naturaleza de los reactivos. En esta práctica, evidenciarás cómo se puede **afectar la velocidad de una reacción**.

Conocimientos previos

Cinética química y factores que alteran la velocidad de reacción.

Reactivos

- Vinagre diluido, CH_3COOH
- Agua

Materiales

- Tabletas efervescentes
- 2 huevos
- 1 mortero con pistilo o macerado de cocina
- 4 vasos de precipitados de 250 mL o vasos de cristal
- 1 pinza para crisol
- 1 cronómetro



Experimento 1

Procedimiento

1. Vierte 100 mL de agua en un vaso de precipitados de 250 mL y adiciona una pastilla efervescente. Observa lo que ocurre y mide el tiempo de reacción (fotografía 1).
2. Con ayuda del mortero y el pistilo, tritura una tableta efervescente, repite el paso 1. Observa la rapidez de la reacción.

Experimento 2

Procedimiento

1. Agrega 5 mL de vinagre en un vaso de precipitados de 250 mL y adiciona 95 mL de agua.
2. Sumerge un huevo en la solución anterior y observa la formación de burbujas (fotografía 2).
3. Repite los pasos 1 y 2, utilizando vinagre puro. Observa lo que ocurre.

Responde:

1. ¿Qué factores influyen en la velocidad de reacción de los experimento 2?
2. ¿Cuál reacción se lleva a cabo con mayor velocidad en el experimento 1?
3. ¿Cuál es la reacción más lenta en el paso 3?
4. ¿Cómo alteran los catalizadores la velocidad de reacción?
5. ¿Influye el PH en la velocidad de reacción ?

“EL ÉXITO ES LA SUMA DE PEQUEÑOS ESFUERZOS, REPETIDOS DÍA TRAS DÍA” Anónimo



¿Cómo aplicar lo que aprendí?. Momento de Extrapolación

Selecciona la respuesta correcta para cada pregunta y justifica.

Pregunta 1

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Uso de conceptos	Equilibrio químico

Si una reacción en equilibrio se le varía la temperatura, el sistema se opone al cambio

desplazándose en el sentido opuesto donde se absorbe energía o por el contrario se genere calor. La siguiente ecuación representa una reacción exotérmica en equilibrio.



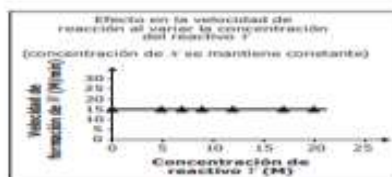
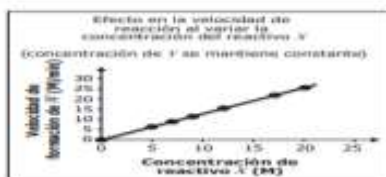
Si se aumenta la temperatura, el sistema se modificara y el equilibrio se desplazará hacia la

- A. izquierda, porque es el sentido en el que se absorbe energía
- B. derecha porque libera energía
- C. izquierda porque es el sentido en el que libera energía
- D. derecha porque es el sentido en el que absorbe energía

Pregunta 2

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Indagación	Cinética

Una estudiante realiza diferentes ensayos con el objetivo de determinar el efecto de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de formación de H^+ en la reacción $A + Y \rightarrow H^+$. En cada ensayo mide la velocidad de formación de H^+ manteniendo constante la concentración de uno de los reactivos y variando la del otro, como se muestra en las siguientes gráficas:



Con base en estos resultados se puede concluir que el cambio en la velocidad de formación de H^+

- A. no depende de la concentración de los reactivos.
- B. depende de la concentración de ambos reactivos.
- C. depende solamente de la concentración de X.
- D. depende solamente de la concentración de Y.

Pregunta 3

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Uso comprensivo del conocimiento	PH

En la tabla se muestran los valores de pH para las soluciones P, Q, R y S

Sustancia	pH
P	7
Q	12
R	2
S	9

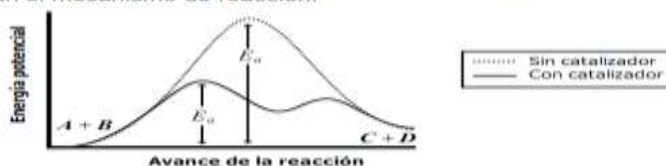
La solución de mayor basicidad es

- A. P
- B. Q
- C. R
- D. S

Pregunta 4

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Indagación	Cinética química

4. Los catalizadores son sustancias que no aparecen en la ecuación estequiométrica y sin embargo alteran el camino por el cual los reactivos se transforman en productos, es decir, modifican el mecanismo de reacción.



Al comparar la energía de activación de una reacción no catalizada y la de la misma reacción en presencia de un catalizador, se puede afirmar que éste altera el mecanismo de una reacción porque

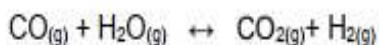
- A. disminuye la energía de activación de la reacción.
- B. aumenta la energía de activación de la reacción.
- C. modifica la constante de equilibrio de la reacción.
- D. mantiene constante la rapidez de la reacción.

Pregunta 5

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Explicación de fenómenos	El principio de Le Chatelier

Según el principio de Le Chatelier, cuando se introduce una modificación en un sistema en equilibrio (existe un equilibrio entre reactivos y productos), la reacción se desplaza en el sentido necesario para compensar el aumento o disminución de la concentración de reactivos o productos.

La siguiente ecuación representa la reacción entre el CO y el H₂O en la obtención del CO₂:



De acuerdo con la información anterior, el sistema se modifica cuando se disminuye la concentración de CO₂ y el equilibrio se desplaza hacia los

- A. productos, porque se favorece la formación de CO₂.
- B. reactivos, porque se favorece la formación de CO.
- C. productos, porque se favorece la formación de CO.
- D. reactivos, porque se favorece la formación de CO₂.

Pregunta 6

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Uso comprensivo del conocimiento	pOH

Se tienen 1000 ml de una solución 0,5 M de KOH con pH = 13,7. Si a esta solución se le adiciona 1 mol de KOH es muy probable que

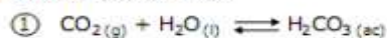
- A. permanezca constante la concentración de la solución
- B. aumente la concentración de iones [OH⁻]
- C. permanezca constante el pH de la solución
- D. aumente la concentración de iones [H⁺]

Pregunta 7

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Explicación de fenómenos	Equilibrio en soluciones- PH

RESPONDA LAS PREGUNTAS 8 Y 9 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Durante la respiración celular se genera CO_2 que se libera al torrente sanguíneo, donde puede reaccionar con agua para formar ácido carbónico, H_2CO_3 y contribuir, consecuentemente, al equilibrio ácido - base; el proceso se ilustra mediante la siguiente serie de ecuaciones.



La siguiente tabla muestra algunas teorías que describen el concepto de ácido base.

Autores	Teoría
J.N Bronsted y T.M. Lowry	Ácido: molécula o ion capaz de <u>donar un protón (ion H^+)</u> a otra sustancia. Base: molécula o ion capaz de <u>aceptar un protón (ion H^+)</u> .
Gilbert Newton Lewis	Ácido: molécula o ion capaz de <u>aceptar un par de electrones libres</u> para formar un enlace covalente. Base: molécula o ion capaz de <u>donar un par de electrones libres</u> para formar un enlace covalente.

1. De acuerdo con la información anterior, el ion bicarbonato, HCO_3^- , actúa en la ecuación
- A. 2, como una base porque tiene átomos de H en su estructura.
 - B. 3, como una base porque dona al medio un par de electrones libres.
 - C. 3, como un ácido porque libera al medio protones (iones H^+).
 - D. 2, como un ácido porque puede aceptar protones (iones H^+) del medio.

Pregunta 8

Componente	Competencia	Concepto
Químico	Uso comprensivo del conocimiento	El principio de Le Chatelier

El principio de Le Chatelier establece que si se aumenta la concentración de una sustancia en un sistema químico en equilibrio, el sistema responde oponiéndose a dicho aumento, es decir, el equilibrio se desplazará en el sentido que disminuya la concentración de esa sustancia. En el cuerpo, la acidemia se define como una disminución en el pH sanguíneo, esto es un incremento en la concentración de iones hidrógeno H^+ ; de acuerdo con el principio de Le Chatelier, la sustancia cuyo aumento contribuye a la disminución del pH sanguíneo es

- A. HCO_3^-
- B. H^+
- C. CO_3^{2-}
- D. CO_2

¿Cómo sé qué aprendí? Momento de Autoevaluación



Reflexiona respecto a cómo te sentiste y qué tanto aprendiste en el desarrollo de esta guía



1. ¿Qué fue lo que más te causó dificultad al resolver las actividades de la guía?
2. ¿Por qué crees que te causó dificultad?
3. Con tus palabras registra lo que aprendiste en tu cuaderno de química

RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR !

-Resuelve las actividades en tu cuaderno o en documento Word de manera legible, organizada, sin tachones ni enmendaduras. Recuerda enviar la guía resuelta el día **31 de marzo** a través de la plataforma Classroom al código de la clase **ushzxpc0** o al correo institucional.

Bibliografía

Mondragón, C. H., Peña, L. Y., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química 1*. Bogotá: Santillana.

Torres Sabogal, D. E. (2005). *Ciencia Experimental 11*. Bogotá: Educar.

ICFES. (2012). Examen de Estado de la educación media – ICFES SABER 11.

Recuperado de

http://www.icfes.gov.co/index.php?option=com_content&task=view&id=142&Itemid=993

AQUERO, J., Reyes, B., Martínez, R. (2007). Instituto Colombiano para el fomento de la Educación superior –ICFES-. Fundamentación conceptual área de Ciencias Naturales. Secretaria General, Grupo de Procesos Editoriales – ICFES.

1-105. Recuperado de

http://www.icfes.gov.co/index.php?option=com_content&task=view&id=142&Itemid=993