



pH: Teoría y 232 problemas

AUTORES:

**Dr. Edgar Vázquez Contreras
Y
Tania Guadalupe Rojas Pérez**

Departamento de Ciencias Naturales

ISBN: 978-607-28-0689-4

Mayo 2016

pH: Teoría y 232 Problemas

Edgar Vázquez Contreras
y
Tania Guadalupe Rojas Pérez

2016.

ISBN 978-607-28-0689-4



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA

Unidad Cuajalajara

Editores**Edgar Vázquez Contreras^{1*}****y****Tania Guadalupe Rojas Pérez²**

¹Departamento de Ciencias Naturales,
evazquez@correo.cua.uam.mx

² Licenciatura en Biología Molecular

Universidad Autónoma Metropolitana, Unidad Cuajimalpa

Editado por:

UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

**Prolongación Canal de Miramontes 3855,
Quinto Piso, Col. Ex Hacienda de San Juan de Dios,
Del. Tlalpan, C.P. 14787, México D.F.**

pH: Teoría y 232 problemas.

Primera edición 2016

ISBN 978-607-28-0689-4

Resumen:

En este libro se presentan los conceptos relacionados con un parámetro de importancia central en un número amplio de disciplinas científicas, técnicas e industriales, el pH. Interesados en desarrollar esta información de una forma amigable para facilitar la comprensión de los términos y las ecuaciones que deben manejarse por los involucrados en estas disciplinas, aquí se desarrollan tanto los aspectos históricos como los prácticos, así como la teoría. Se hace manifiesta la relación con los procesos en el laboratorio. También se muestran los procedimientos matemáticos que se deben dominar para la preparación de las soluciones y se indican consejos para realizar los procesos adecuadamente en el laboratorio. En todos los casos se anexa una explicación del origen de los procedimientos que se desarrollan.

El libro cuenta con una amplia sección de problemas que han sido clasificados de acuerdo a tres diferentes situaciones: para muchos se muestra el proceso para resolverlos, esto con el objetivo de que los usuarios de este material puedan estudiar los procedimientos y conozcan el resultado; para otros se muestran solo los resultados, para que el usuario pueda desarrollar sus habilidades en el uso de la teoría para la resolución de los mismos, pero con la facilidad de conocer el resultado que se debe obtener tras la resolución y así realizar una revisión del proceso. En una última sección se encuentran únicamente los enunciados de los problemas, para que los profesores puedan utilizarlos para ejercicios en clase y exámenes. En algunos casos los problemas no están relacionadas directamente con cálculos del pH, sino con la deducción o el razonamiento involucrado con la teoría o con la práctica.

El material viene acompañado de Figuras alusivas a las situaciones desarrolladas, Tablas para hacer evidentes las comparaciones o las características más importantes; así como recuadros, en donde se amplía alguna información relevante. Para

pH: Teoría y 232 Problemas

todos los conceptos necesarios se muestra(n) la(s) ecuación(es) correspondientes. Se anexa una sección de referencias de vanguardia y una sección denominada “para aprender más”, en donde se amplía la información para algunos de los temas tratados en el texto.

Palabras clave: pH, ácido, base, amortiguador, potenciómetro, indicadores, Henderson-Hasselbach

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Summary:

In this book, are presented the concepts related to the pH, a parameter of central importance for a wide range of scientific, technical and industrial fields. The information is displayed in a friendly way to facilitate understanding of the terms and equations that have to be handled by those involved in these disciplines. Here are developed historical and practical aspects as well as the theory related to pH. Mathematical procedures that must be mastered for calculating pH solutions are included. In all cases an explanation of the origin of developed procedures is shown. The text is accompanied by visual material in order to help the understanding of the concepts. Regarding the processes in the laboratory, some advices are given to perform it adequately. The book has an extensive section of problems that have been classified according to three different situations: for many problems the resolution displays; for others the results are shown and the final section contains only problem statements. Two major sections are references and a section called "to learn more", where information on some of the topics covered in the text is displayed.

Keywords: pH, acid, base, buffer, pHmeter, indicators, Henderson-Hasselbach.

Índice

Resumen:	3
Summary:.....	5
Índice	6
Índice de Figuras	7
Índice de Tablas.....	8
Instrucciones.	9
Antecedentes.	10
Introducción	11
Historia.	12
El desarrollador del concepto.	12
El término pH.	12
El Cologaritmo	13
Definición de pH	14
El p[H]	14
Los ácidos y las bases	15
Ácidos	15
Bases.....	15
Definiciones de ácidos y bases.	17
La fuerza de un ácido está determinada por su constante de disociación.....	19
El agua es un ácido y, por tanto, posee una constante de disociación.....	20
Escala de pH. Concentración de H^+ y OH^-	21
pOH	25
Calculando el pH	26
El valor de 7 para el pH de una solución neutra no es un valor arbitrario.	27
Ácidos y bases fuertes	28
Amortiguadores de pH	30
Los ácidos y bases débiles poseen constantes de disociación particulares	31
Algunos términos.	31
El pK_a de cualquier ácido débil puede ser determinado fácilmente	33
Los anfóteros o anfólitos	37
Punto isoeléctrico	38
El pH de una solución se determina por medio de la concentración relativa de ácido y base. La ecuación de Henderson-Hasselbach	38

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

El pH en el cuerpo humano.....	40
Aplicaciones	43
Medición	45
Indicadores	45
Medidor de pH o potenciómetro.....	47
Consejos prácticos	49
PARA APRENDER MÁS	51
Más sobre la definición de pH	51
Más sobre el p[H].....	52
Los extremos de pH.....	53
La auto-ionización	53
Bibliografía	56
Sección de problemas.....	57
Problemas Resueltos.....	57
Problemas para los que se muestra únicamente el resultado.....	132
Ejercicios para resolver.....	134
<i>Grupo A. Concentración de ácidos y bases, cálculo de pH.....</i>	<i>134</i>
<i>Grupos B. Ácidos y Bases Fuertes.....</i>	<i>136</i>
<i>Grupo C. Ácidos y Bases Débiles.....</i>	<i>138</i>
<i>Grupo D. Disoluciones Amortiguadoras o Tampón.....</i>	<i>145</i>
<i>Grupo E. Reacciones Ácido-Base.....</i>	<i>146</i>

Índice de Figuras

FIGURA 1. Un ácido y una base de Lewis.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 2. Relación entre pOH y pH.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 3. La disociación de un ácido fuerte (HCl) (A) y una base fuerte (NaOH) (B)	
en agua.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 4. Un sistema amortiguador.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 5. Las constantes de disociación (Ka) para algunos ácidos de importancia	
biológica.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 6. Titulación del ácido acético con NaOH.....	¡Error! Marcador no definido.
FIGURA 7. Curvas de titulación para tres ácidos débiles.....	¡Error! Marcador no definido.

FIGURA 8. Plantas que contienen pigmentos vegetales que pueden ser utilizados como indicadores de pH. ¡Error! Marcador no definido.
 Figura 9. Un potenciómetro o medidor de pH. ¡Error! Marcador no definido.

Índice de Tablas

TABLA 1. Propiedades de los ácidos y las bases.	16
TABLA 2. Relación entre la concentración de las especies iónicas (H^+ y OH^-) con los valores de pH respectivos.	23
TABLA 3. Valores de pH aproximados para algunos alimentos, productos industriales, compuestos inorgánicos y secreciones humanas.	24
TABLA 4. Relación entre la concentración de iones Hidrógeno comparada con el agua destilada y las soluciones ácidas y básicas.	41
TABLA 5. Valores de pH para diferentes estructuras y fluidos del cuerpo humano.	42

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Instrucciones.

Este libro contiene información sobre la teoría, la práctica y problemas relacionados con el cálculo del pH.

El nivel para el que fue planeado principalmente es licenciatura, aunque puede ser utilizado para preparatoria y posgrado. A lo largo del texto se describe información que puede ser relacionada directamente con experiencias que tienen que ver directamente con la Química y con las Ciencias Biológicas.

Las palabras que aparecen subrayadas a lo largo del texto, señalan los conceptos que se desarrollan en las cajas que aparecen muy cerca de las mismas; estos conceptos se mencionan en la explicación pero no pertenecen directamente a lo discutido, aunque amplían la información para hacer más clara su comprensión.

Dado que el espíritu de este trabajo es facilitar el uso de los conceptos y aplicaciones generales del pH, a lo largo de las secciones iniciales del texto se describen únicamente las situaciones básicas referentes a este parámetro, pero antes de la sección de problemas se incluyó una nueva que se denomina “para aprender más” y que contiene situaciones específicas relacionadas con los conceptos generales que se describen en las secciones iniciales y que pueden ser del interés de los lectores para abundar en el conocimiento, aunque que no son necesarias para la comprensión general de los conceptos. En los casos en donde se refiere al lector a usar esta sección, aparece la leyenda: se sugiere consultar la sección “Para aprender más” que se encuentra antes de la sección de problemas.

Antecedentes.

Algunos compuestos no interactúan con el agua. Los hidrocarburos tales como el petróleo son ejemplos de tales compuestos hidrófobos. El agua no puede interactuar con los compuestos hidrofóbicos, por lo que el aceite y el agua no se mezclan. Los compuestos que interactúan con el agua son polares o llevan carga eléctrica y se llaman compuestos hidrófilos, dentro de estos están los compuestos polares y los compuestos iónicos. Desde el punto de vista de los procesos biológicos, existen algunas biomoléculas como las proteínas y los ácidos nucleicos que poseen grupos funcionales que pueden ionizarse. Por ejemplo en las proteínas, el grupo amino (-NH_2) y el grupo carboxilo (-COOH) bajo ciertas condiciones pueden ionizarse formando -NH_3^+ y -COO^- respectivamente. Dado que la especie química que se genera en esta reacción es un protón (H^+) estas biomoléculas pueden llevar a cabo **reacciones tipo ácido-base**, que son reacciones químicas que se producen entre un ácido (-COOH) y una base (-NH_2). Hay varios marcos teóricos que proporcionan los mecanismos de reacción y su aplicación en la solución de problemas. La importancia de estas reacciones se hace evidente en el análisis de especies gaseosas o líquidas, o cuando el carácter ácido o base de los compuestos es poco evidente. El primero de estos conceptos fue desarrollado por el químico francés Antoine Lavoisier, alrededor del año 1776.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Introducción

En química, el pH es una escala numérica utilizada para especificar la acidez o alcalinidad de una solución acuosa. Es el logaritmo negativo en base 10 de la actividad del ion Hidrógeno.

Las soluciones con un pH menor a 7 son ácidas, por el contrario las soluciones con un pH mayor a 7 son alcalinas o básicas. El agua pura tiene un pH de 7, lo que se refiere a que es neutral es decir, ni ácida ni alcalina¹. Contrariamente a la creencia popular, el valor del pH puede ser menor que 0 o mayor que 14 para los ácidos y las bases muy fuertes. Sin embargo, estos extremos son difíciles de medir con precisión (Lim 2006).

Las cuantificaciones del pH son muy importantes en diversas ramas del conocimiento científico como la biología, la medicina, la química, la agricultura, la silvicultura, la ciencia de los alimentos, las ciencias ambientales, la oceanografía, la ingeniería química, la nutrición, el tratamiento y la depuración de aguas entre muchas otras.

La escala de pH se determina de acuerdo a un conjunto de soluciones estándar cuyo pH es establecido por acuerdo internacional (Covington, Bates and Durst 1985). Los valores globales de pH primarios se determinan usando una celda galvánica, mediante la medición de la diferencia de potencial entre un electrodo de

Hidrógeno y un electrodo estándar tal como el electrodo de cloruro de plata. El pH de las soluciones acuosas se puede medir con un electrodo de vidrio y un medidor de pH, o indicador.

La celda galvánica o celda voltaica, denominada en honor de Luigi Galvani y Alessandro Volta respectivamente, es una celda electroquímica que obtiene la energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas que tienen lugar dentro de la misma. Por lo general, consta de dos metales diferentes conectados por un puente salino, o semi-celdas individuales separados por una membrana porosa.

¹ El resto de este texto utiliza la palabra "base" y sus inflexiones en lugar de "álcali".

pH: Teoría y 232 Problemas

El pH es el logaritmo negativo en base 10 de la actividad del ion hidronio solvatado (H_3O^+), pero a menudo (aunque algo imprecisa) el pH se expresa como la medida de la concentración de iones hidronio en una solución (Buck 2002).

En química, hidronio es el nombre común para el catión acuoso H_3O^+ . Es el ion oxonio producido por la protonación de la molécula de agua. Este ion positivo se produce cuando se disuelve un ácido de Arrhenius en agua; este tipo de ácidos cuando están en solución seden un protón, es decir un ion Hidrógeno positivo, H^+ , a las moléculas de agua (H_2O) circundantes que forman parte del solvente.

En Termodinámica, la actividad es una medida de la "concentración efectiva" de una especie química. Surge debido a que las moléculas en un gas o solución no ideal interactúan unas con otras. La actividad no tiene dimensiones. Se hace adimensional utilizando la fracción molar para su cálculo. La actividad depende de la temperatura, la presión y la composición del gas o la solución en cuestión.

Historia.

El desarrollador del concepto.

El concepto de pH se introdujo por primera vez por el químico danés Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939) en el Laboratorio Carlsberg en 1909 (Sorensen 1909). Sørensen formuló la versión moderna del concepto de pH en 1924 utilizando las definiciones y medidas en términos de celdas electroquímicas. En los primeros trabajos, la notación del término tenía la letra mayúscula "H" como subíndice de la letra minúscula "p", es decir: p_{H} , al contrario de cómo se usa actualmente pH.

El término pH.

No es claro cuál es el origen del significado exacto de la letra "p" del término "pH". Se ha sugerido que la "p" viene de la palabra alemana "potenz" que significa "poder", otros proponen que se refiere a la palabra francesa "puissance" con el mismo significado "poder". Tal vez esta sea la fuente más correcta debido a que el idioma que se hablaba en

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

aquel entonces en el Laboratorio Carlsberg era precisamente francés (Carlsberggroup.com n.d.). Otra sugerencia es que el término "pH" proviene de cualquiera de los dos siguientes términos latinos "*pondus hydrogenii*" o bien "hydrogenii potentia", que en cualquier caso significa potencial de Hidrógeno. También se sugiere que Sørensen utilizó las letras "p" y "q" como comúnmente se hace en matemáticas, donde se aparean para etiquetar la solución de ensayo (p) y la solución de referencia (q) (Myers 2010). El uso actual en química es que "p" significa el "cologaritmo decimal de". Se usa de igual forma en el término pK_a , que se utiliza para denotar las constantes de disociación del ácido (Nørby 2000) (ver más adelante).

El Cologaritmo

En matemáticas, el logaritmo es la operación inversa a la exponencial. Eso significa que el logaritmo de un número es el exponente (e) al que otro valor fijo, la base (b), debe ser elevada para producir ese número. En casos sencillos los logaritmos repiten multiplicaciones. Por ejemplo, el logaritmo en base 10 de 1000 es de 3, porque 10 a la potencia 3 es 1000, es decir $1000 = 10 \times 10 \times 10 = 10^3$, donde 10 es la base y 3 el exponente, por lo que el logaritmo en base 10 de 1000 es 3.

En matemáticas, el cologaritmo en base- b (a veces denominado solamente "colog") de un número, es el logaritmo base- b del recíproco del número. O lo que es lo mismo, es igual al logaritmo negativo base- b del número:

$$\text{colog}_b x = \log_b \left(\frac{1}{x} \right) = \log_b 1 - \log_b x = -\log_b x \quad (1)$$

En química, un cologaritmo decimal se indica mediante la letra p. Este uso se originó con la cantidad de pH, definido como $-\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$. Basado en esta suposición del pH, la cantidad se define como $-\log_{10} K_a$ (ver más adelante).

Definición de pH

pH se define como el recíproco del logaritmo decimal (base 10) de la actividad del ion Hidrógeno (α_{H^+}), en una solución (Covington, Bates and Durst 1985):

$$pH = -\log_{10} (\alpha_{H^+}) = \log_{10} \left(\frac{1}{\alpha_{H^+}} \right) \quad (2)$$

Aunque lo anterior forma parte de la definición formal del pH, en general para la mayoría de los usuarios regulares el pH es una medida de acidez o alcalinidad de una disolución. El pH indica la concentración de iones hidronio [H_3O^+] presente en determinadas disoluciones y se calcula con la siguiente ecuación:

$$pH = -\log_{10} [H^+] \quad (3)$$

Para saber más sobre la definición de pH, se sugiere consultar la sección "[Para aprender más](#)" que se encuentra antes de la sección de problemas.

El p[H]

Es posible determinar la concentración de iones de Hidrógeno directamente, si el electrodo utilizado para tal fin es calibrado en términos de las concentraciones de iones de Hidrógeno. Una forma de hacer esto, que se ha utilizado ampliamente, es valorar una solución de concentración conocida de un ácido fuerte con una solución de concentración conocida de base fuerte en presencia de una concentración relativamente alta de electrolito. Dado que se conocen las concentraciones del ácido y la base, es fácil calcular la concentración de iones de Hidrógeno de modo que el potencial medido se puede correlacionar con las concentraciones.

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Para saber más sobre el pH, se sugiere consultar la sección "[Para aprender más](#)" que se encuentra antes de la sección de problemas.

El electrodo de vidrio (y otros electrodos selectivos de iones) deben ser calibrados en un medio similar al que se está investigando. Por ejemplo, si se desea medir el pH de una muestra de agua de mar, el electrodo debe ser calibrado en una solución que se asemeje al agua de mar en su composición química. La diferencia entre $p[H]$ y el pH es bastante pequeña. Se ha afirmado que $pH = p[H] + 0.04$. Es una práctica común utilizar el término "pH" para ambos tipos de medición.

Los ácidos y las bases

Ácidos

Un ácido (del latín *acidus*, que significa agrio) es considerado tradicionalmente como cualquier compuesto químico que, cuando se disuelve en agua, produce una solución con una actividad de catión hidronio (H_3O^+) mayor que el agua pura, esto es, un pH menor que 7. Algunos ejemplos comunes son el ácido acético (en el vinagre), el ácido clorhídrico, el ácido muriático (Sulfuman), los jugos gástricos, el ácido acetilsalicílico (en la aspirina), o el ácido sulfúrico (usado en baterías de automóvil).

Bases

Una base o álcali (del árabe: *Al-Qaly*, 'ceniza') es considerada tradicionalmente como cualquier compuesto químico que, cuando se disuelve en agua, produce una solución con una actividad de anión hidroxilo mayor que el agua pura, esto es, un pH mayor que 7. Ejemplos de bases son los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos [$NaOH$, $Ca(OH)_2$].

pH: Teoría y 232 Problemas

Los sistemas ácido/base se diferencian de las reacciones redox en que, en estas últimas hay un cambio en el estado de oxidación. Los ácidos pueden existir en forma de sólidos, líquidos o gases, dependiendo de la temperatura y también pueden existir como sustancias puras o en solución. A las sustancias químicas que tienen la propiedad de un ácido se les denomina ácidas y a las que tiene propiedades de base, básicas. En la Tabla 1 se presentan las propiedades de los ácidos y las bases

Propiedad	Ácidos	Bases
Sabor	agrio	amargo
Solubles en agua	✓	✓
Fenolftaleína (viraje)	Rojo (extrema)*	Rosa (no extrema)*
papel tornasol	azul a rosa	rojo en azul.
Reaccionan con	bases formando una sal más agua.	ácidos formando una sal más agua.
Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica	✓	✓
Tienen un tacto jabonoso.	x	✓
corrosivos.	✓	✓
Produce quemaduras de la piel.	✓	✓

TABLA 1. Propiedades de los ácidos y las bases.

* Fenolftaleína (viraje) rojo cuando la acidez es extrema, incoloro cuando se trata de una disolución ácida o neutra, fucsia o rosa cuando es básica e incolora de nuevo cuando la basicidad es extrema.

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Definiciones de ácidos y bases.

La primera definición de ácido y base fue acuñada en la década de 1880 por *Savane Arrhenius* quien los define como sustancias que pueden donar protones (H^+) o iones hidróxido (OH^-) respectivamente.

Esta definición es por supuesto incompleta, pues existen moléculas como el amoníaco (NH_3) que carecen del grupo OH^- y poseen características básicas.

Una definición general fue propuesta en 1923 por *Johannes Nicolaus Brönsted* y *Thomas Martin Lowry* quienes enunciaron que una sustancia ácida es aquella que puede donar H^+ , exactamente igual a la definición de Arrhenius; pero a diferencia de éste, definieron a una base como una sustancia que puede aceptar protones. De acuerdo con esta definición, cualquier reacción ácido-base puede ser escrita como:



en donde un ácido (**HA**), reacciona con una base (**H₂O**) para formar la base conjugada del ácido (**A⁻**) y el ácido conjugado de la base, que en este caso corresponde al ion hidronio (también conocido como oxonio) y que es el catión (**H₃O⁺**).

La reacción anterior generalmente y por simplicidad, se escribe omitiendo al agua debido a su elevada concentración (ver ecuación 9):



De acuerdo con lo anterior, el ion acetato (CH_3COO^-), es la base conjugada del **ácido acético** (CH_3COOH):



de la misma forma el **ion amonio** (NH_4^+) es el ácido conjugado del amoniaco (NH_3):



(7)

Una definición más general sobre el concepto de ácidos y bases fue propuesta en 1923 por *Gilbert Lewis* quien describió que un ácido es una sustancia que puede aceptar un par de electrones y una base es aquella que puede donar ese par. En la Figura 1 se esquematiza cómo es el acomodo de electrones en estas especies.

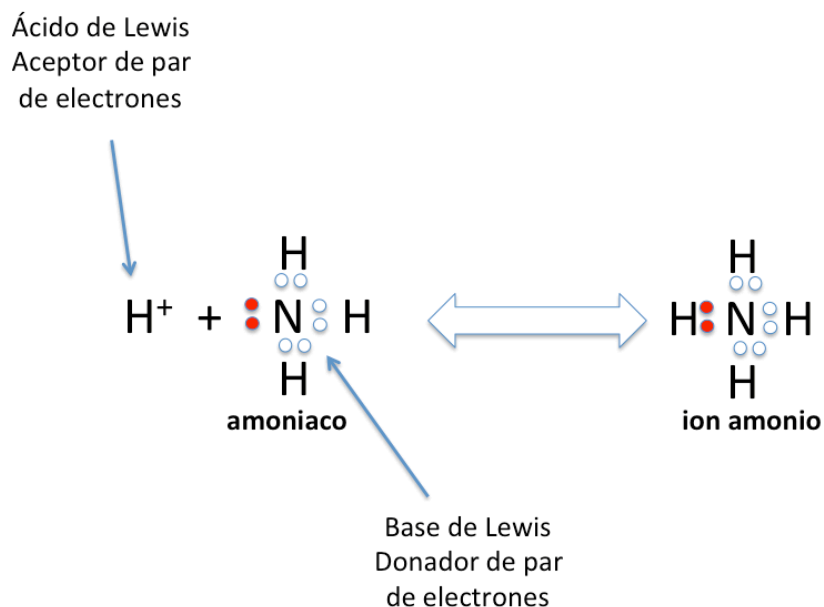


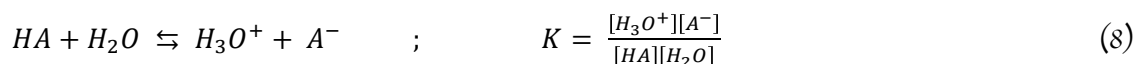
FIGURA 1. Un ácido y una base de Lewis.

Se muestra para el ácido (H^+) la carencia de electrones y para la base (NH_4^+) aquellos que puede compartir.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

La fuerza de un ácido está determinada por su constante de disociación.

La constante de equilibrio de una reacción química, en el caso particular de una reacción ácido-base, se denomina por obvias razones como **constante de disociación (K)**. Para la reacción de disociación de un ácido en agua, se determina como:



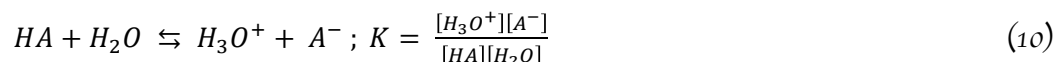
Las cantidades en corchetes indican concentraciones molares.

La constante de disociación (*K*) es una medida de la afinidad por los protones de los pares ácido/base conjugados HA/A⁻ y H₃O⁺/H₂O respectivamente.

En soluciones acuosas la concentración de agua permanece esencialmente sin alteraciones debido a que la molaridad del agua en agua es muy elevada:

$$M_{H_2O} = \frac{\text{gramos}_{\text{solutos}} / \text{litros}_{\text{solución}}}{\text{peso molecular}_{\text{solutos}}} = \frac{1000 \text{ g L}^{-1}}{18.015 \text{ g mol}^{-1}} = 55.55 \text{ M} \quad (9)$$

se acostumbra combinar este término con la constante de disociación, de tal forma que la constante de disociación del ácido (**K_a**) se define como:



$$K_a = K [H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (11)$$

Los ácidos pueden ser clasificados de acuerdo a su *fuerza relativa*, que es la capacidad de transferir sus protones al agua. Por definición, la constante de disociación de H₃O⁺ en agua es igual a la unidad, los ácidos que tienen constantes de disociación

pH: Teoría y 232 Problemas

menores a este valor ($K < 1$), solo estarán parcialmente ionizados en soluciones acuosas y se denominan **ácidos débiles**. Por el contrario, los ácidos que tienen una constante de disociación mayor a la unidad ($K > 1$), se denominan **ácidos fuertes** y estarán totalmente ionizados en soluciones acuosas. Los ácidos fuertes transfieren rápidamente su protón al agua, el ácido más fuerte que puede existir de manera estable en soluciones acuosas es H_3O^+ . De la misma forma, en solución acuosa no existe una base más fuerte que OH^- .

El agua es un ácido y, por tanto, posee una constante de disociación.

Como se definió anteriormente la concentración molar de agua en agua es de 55.5 M (ver ecuación 9), por tanto este valor se puede omitir de la ecuación, de tal forma que la constante de ionización del agua se calcula como:



$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} ; K_w = [H^+][OH^-] \quad (13)$$

La w se refiere a “wáter” (agua en inglés) y es el producto iónico del agua, que a 25 °C tiene un valor de 10^{-14} M medido experimentalmente.

El agua pura deberá entonces contener cantidades equimolares de H^+ y OH^- de tal manera que:

$$[H^+] = [OH^-] = (K_w)^{1/2} = 10^{-7} M \quad (14)$$

Dado que $[H^+]$ y $[OH^-]$ están relacionadas recíprocamente, si $[H^+]$ es mayor que 10^{-7} M, entonces $[OH^-]$ es menor y viceversa si $[OH^-]$ es mayor que 10^{-7} M, entonces $[H^+]$ es

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

menor; el resultado debe ser siempre igual al producto iónico del agua: 10^{-14} . Revisemos los siguientes ejemplos:

$$\begin{aligned} 0.0000001 * 0.0000001 &= 10^{-14} \\ (1 \times 10^{-7} * 1 \times 10^{-7}) \end{aligned}$$

pero también:

$$\begin{aligned} 0.00000000000001 * 0.1 &= 10^{-14} \\ (1 \times 10^{-13} * 1 \times 10^{-1}) \end{aligned}$$

Las soluciones que contienen $[H^+] = 10^{-7}$ M se denominan neutras, pues poseen la misma cantidad de $[OH^-]$ o viceversa. Aquellas soluciones que poseen $[H^+] > 10^{-7}$ M, se denominan ácidas. Las soluciones con $[H^+] < 10^{-7}$ M, se denominan básicas. En la Tabla 2 se muestra la relación entre la concentración de iones Hidrógeno en diferentes soluciones y el agua.

Escala de pH. Concentración de H^+ y OH^-

Los valores de $[H^+]$ para la mayoría de las soluciones son demasiado pequeños y difíciles de comparar, de ahí que **Sören Sörensen** en **1909** ideó una forma más adecuada de compararlas, el **pH**. Este parámetro no es más que la forma logarítmica (ver sección el Cologaritmo) para expresar las concentraciones de iones Hidrógeno en las soluciones:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \quad (15)$$

o lo que es lo mismo

$$pH = -\log [H^+] \quad (16)$$

La letra **p** denota “logaritmo negativo de”

Para una solución neutra a 25 °C en donde la concentración de iones Hidrógeno es de 1.0×10^{-7} M el pH se calcula como:

$$pH = \log \frac{1}{1.0 \times 10^{-7}}$$

$$pH = -\log(1.0 \times 10^{-7})$$

$$pH = -\log 1 + \log 10^7$$

$$pH = 0 + 7 = 7$$

De acuerdo a la definición de **Sören Sörensen** y tomando en cuenta los valores del producto iónico del agua:

$$pH + pOH = 14 \quad (17)$$

Entonces para una solución que tiene un pH de 7.0, el pOH es también 7. En la Tabla 4 se hace evidente la relación entre la concentración de las especies iónicas (H^+ y OH^-) con los valores de pH respectivos.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

	$[H] = 10^{\text{pH}}$	$\text{pH} = -\log [H]$	$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$	$[OH] = 10^{\text{pOH}}$	
ÁCIDAS	1	0	14	1000000000000000	ÁCIDAS
	10	1	13	100000000000000	
	100	2	12	10000000000000	
	1000	3	11	1000000000000	
	10000	4	10	100000000000	
	100000	5	9	10000000000	
	1000000	6	8	1000000000	
NEUTRA	10000000	7	7	10000000	NEUTRA
BÁSICAS	100000000	8	6	1000000	BÁSICAS
	1000000000	9	5	100000	
	10000000000	10	4	10000	
	100000000000	11	3	1000	
	1000000000000	12	2	100	
	10000000000000	13	1	10	
	100000000000000	14	0	1	

TABLA 2. Relación entre la concentración de las especies iónicas (H^+ y OH^-) con los valores de pH respectivos.

Es evidente que para una solución neutra, existe la misma concentración de H^+ que de OH^- y cómo se modifica la concentración para las soluciones ácidas y básicas. Se muestran las fórmulas que se utilizan para calcular los valores de la Tabla.

Por otra parte, en la Tabla 5 se muestran los valores de pH aproximados para algunos alimentos, productos industriales, compuestos inorgánicos y secreciones humanas.

pH: Teoría y 232 Problemas

pH	Alimentos	Industrial	Inorgánico	Secreciones
0			HCl	
1				acidez estomacal
2	Jugo de limón, vinagre	Ácido de batería		
3	Carne cruda, mariscos, pasteles, pasta, queso, Toronja	refresco	agua mineral	solución gástrica
4	Jugo de tomate, plátano, pan blanco		lluvia y suelo ácidos	
5	Café negro, frijoles cocidos, pollo, cerveza			
6	Pan de centeno, pescado, papa, te, la mayoría de los granos y jugos de fruta		lluvia	Orina, saliva
7	leche		Agua "pura"	sangre
8	Huevo, manzana, almendras, zanahoria, col		Agua de mar	
9	Aceite de Oliva, te verde, lechuga, apio	detergentes fosfatados	Bicarbonato de Sodio	
10	Espinaca, Brócoli	Antiácidos, Borax*	Gran lago salado**	
11		Solución de amoníaco, leche de magnesio		Jugo pancreático
12		Agua jabonosa, detergentes no fosfatados		
13		Blanqueador		
14		Líquido limpiador de drenaje	NaOH	

TABLA 3. Valores de pH aproximados para algunos alimentos, productos industriales, compuestos inorgánicos y secreciones humanas.

* $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, o tetraborato de sodio, se usa comúnmente como parte de detergentes, suavizantes, jabones, desinfectantes y pesticidas. ** El Gran Lago Salado (en inglés: Great Salt Lake) es un gran lago salino endorreico (i.e. que no evacua

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

cantidades significativas de agua) que se encuentra en el Oeste de los Estados Unidos, al norte del estado de Utah.

pOH

El término pOH se usa como una medida de la concentración de los iones hidróxido, o basicidad. Los valores pOH se derivan de mediciones del pH. La concentración de iones de hidróxido en el agua está relacionada con la concentración de iones de Hidrógeno de acuerdo a:

Hidróxido es un anión diatómico con fórmula química OH⁻. Se compone de un oxígeno y un átomo de Hidrógeno unido por un enlace covalente, y lleva una carga eléctrica negativa. Es un importante constituyente del agua. Funciona como una base, un ligando, un nucleófilo y un catalizador.

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} \quad (18)$$

donde K_W es la constante de auto-ionización del agua. Aplicando logaritmos a la ecuación 18:

$$pOH = pK_w - pH \quad (19)$$

No olvidar que la letra “p” significa logaritmo. Entonces a temperatura ambiente $pOH \approx 14 - pH$. Sin embargo, esta relación no es estrictamente válida en otras circunstancias, tales como mediciones de la basicidad del suelo. La relación entre el pH y el pOH se muestra de forma gráfica en la Figura 2.

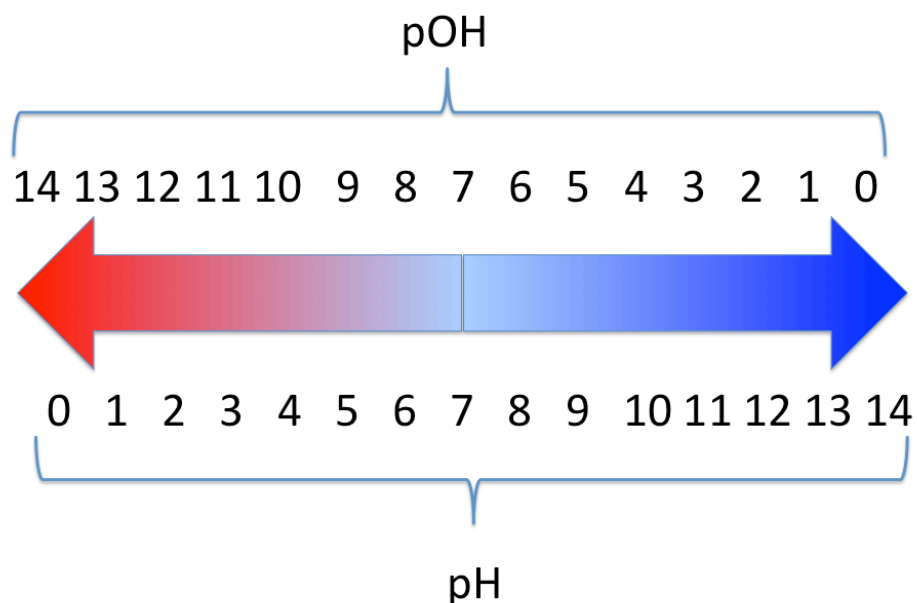


FIGURA 2. Relación entre pOH y pH.

El valor de 7 está a la mitad de la escala y es incoloro, hacia el rojo se señala la región ácida y hacia el azul, la región básica.

Calculando el pH

El cálculo del pH de una solución que contiene ácidos y / o bases es un ejemplo de un cálculo de concentración de especies químicas en solución, es decir, es un procedimiento matemático para el cálculo de las concentraciones de todas las especies químicas que están presentes en la solución. La complejidad del procedimiento depende de la naturaleza de la solución. Para los ácidos y bases fuertes (que se disocian totalmente en solución), los cálculos solo son necesarios en situaciones particulares. Por otro lado, el cálculo del pH de una solución que contiene un ácido débil (que se disocia parcialmente en solución), requiere del uso de una ecuación cuadrática. El pH de una solución que contiene una base débil puede requerir la solución de una ecuación cúbica. El caso general requiere la solución de un sistema de ecuaciones simultáneas no lineales.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Un factor de complicación es que el agua en sí es una sustancia **anfótera**, lo que quiere decir que puede actuar como un ácido o una base (en este caso ambos, el ácido y la base son débiles). Por lo que se disocia de acuerdo con el equilibrio:



con una constante de disociación, K_w que se define como

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad (21)$$

donde $[H^+]$ es la concentración del ion hidronio y $[OH^-]$ representa la concentración del ion hidróxido. A 25 °C K_w tiene un valor de aproximadamente 10^{-14} , por lo que el agua pura tiene un pH de aproximadamente 7. Este equilibrio debe tomarse en cuenta a un pH alto y cuando la concentración de soluto es extremadamente baja.

El valor de 7 para el pH de una solución neutra no es un valor arbitrario.

El valor de 7 para una solución neutra, se deriva del valor absoluto a 25 °C del producto iónico del agua que coincide con este número.

$$[H^+] = [OH^-] = (K_w)^{1/2} = 10^{-7} M \quad (22)$$

Como se mencionó con anterioridad, el valor del pH del agua pura es de 7.0, las soluciones ácidas tienen un pH < 7.0 y las básicas un pH > 7.0. Para una solución 1.0 M de un ácido fuerte, el pH = 0 y para una solución 1.0 M de una base fuerte el pH es 14 (Ver Tabla 3).

Para saber más sobre los extremos del pH se sugiere consultar la sección "[Para aprender más](#)" que se encuentra antes de la sección de problemas.

Ácidos y bases fuertes

Los ácidos y las bases fuertes son compuestos que se disocian completamente en agua. Esto significa que la concentración de iones Hidrógeno en solución ácida se puede considerar igual a la concentración del ácido (o la concentración de OH^- igual a la concentración de la base) (Figura 3). El pH es entonces igual al logaritmo negativo del valor de la concentración de iones Hidrógeno, como se mencionó anteriormente (ver Figura 2).

- El ácido clorhídrico (HCl) es un ejemplo de un ácido fuerte. El pH de una solución 0.01 M de HCl es igual a $-\log_{10}(0.01)$, es decir $\text{pH} = 2$. A partir de la definición de pH anteriormente descrita, esto significa que el pOH es igual a aproximadamente 12 (ver Tabla 3).
- El hidróxido de sodio, NaOH, es un ejemplo de una base fuerte. El valor pOH de una solución 0.01 M de NaOH es igual a $-\log_{10}(0.01)$, es decir, $\text{pOH} = 2$. A partir de la definición de pOH anteriormente descrita, esto significa que el pH es igual a aproximadamente 12 (ver Tabla 3). Para las soluciones de NaOH en concentraciones más altas, el equilibrio de auto-ionización debe tenerse en cuenta (ver siguiente sección).

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

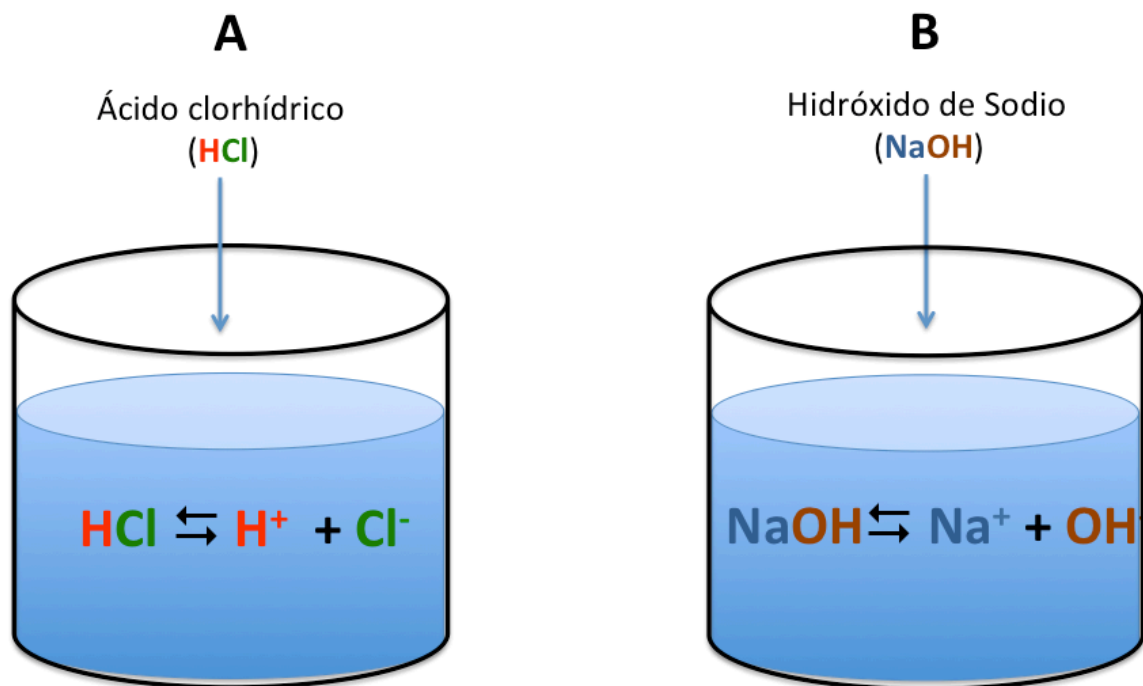


FIGURA 3. La disociación de un ácido fuerte (HCl) (A) y una base fuerte (NaOH) (B) en agua.

Se muestra cómo las moléculas que tienen propiedades ácidas (A) o básicas (B), se disocian completamente al ponerse en contacto con el agua. El proceso mostrado también puede representar la disociación del ácido nítrico (HNO_3) y algo parecido ocurre con el ácido sulfúrico (H_2SO_4), recordando que los tres son ácidos fuertes. En el caso de la potasa (KOH), ocurre lo mismo que con la sosa (NaOH).

Para saber más sobre la auto-ionización, se sugiere consultar la sección "[Para aprender más](#)" que se encuentra antes de la sección de problemas.

Amortiguadores de pH

Los amortiguadores² de pH, son sistemas acuosos que tienden a resistir los cambios en el pH cuando se les agregan pequeñas cantidades de ácido (H^+) o base (OH^-). Un sistema amortiguador consiste de un ácido débil (dador de protones) y su base conjugada (aceptor de protones). Por ejemplo una mezcla de concentraciones iguales de ion acetato y ácido acético, forman parte de un sistema amortiguador (ver Figura 4).

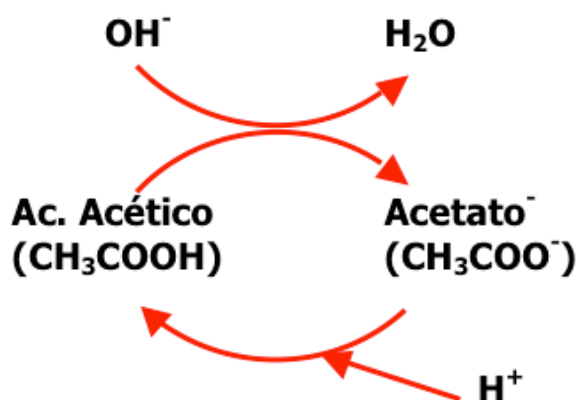


FIGURA 4. Un sistema amortiguador.

Se muestra la disociación del ácido acético en agua para formar el ion acetato, nótese cómo el agua está involucrada en el proceso.

La capacidad para amortiguar por parte de los buffer se determina a partir de su pK_a (ver más adelante) y es eficiente una unidad por arriba y una por debajo de ese valor (ver Figura 6); lo anterior quiere decir que es precisamente en esta región en donde al agregar ciertas cantidades de iones H^+ u OH^- , el valor del pH de la solución permanecerá constante. En esta región los dos equilibrios que existen en la solución, la disociación del agua y la del ácido en cuestión, balancean las concentraciones agregadas de ácido o base, de tal manera que la suma de los componentes de las reacciones no varía, solo lo hace su relación de acuerdo con la Figura 4. La capacidad amortiguadora de los ácidos débiles es variable, para el ácido acético ($pK_a = 4.76$) es de 3.76 a 5.76 unidades de pH; para el fosfato dihidrogenado ($pK_a = 6.86$) es de 5.86 a 7.86 unidades de pH y para el amoníaco ($pK_a = 9.25$) es de 8.25 a 10.25 unidades de pH.

² Los amortiguadores también se conocen como “buffer” o tampón

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Los ácidos y bases débiles poseen constantes de disociación particulares.

Desde el punto de vista de los amortiguadores de pH, las moléculas que son ácidos o bases fuertes, aunque son muy importantes, son menos relevantes que los ácidos y bases débiles, que son aquellos que *no* se disocian completamente en soluciones acuosas diluidas. En los sistemas biológicos ambos tipos de moléculas representan papeles muy importantes en diversas partes del metabolismo. A continuación se describen los aspectos relacionados con los ácidos y bases débiles.

Algunos términos.

Al conjunto de un dador de protones (ácido) y su aceptor de protones (base), se le denomina par ácido-base conjugado:



Debe tomarse en cuenta que el procedimiento que se va a desarrollar a continuación es análogo al de la disociación de una base débil. Para la ecuación 23 la constante de equilibrio se calcula como:

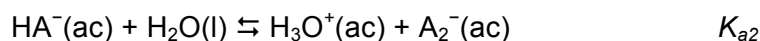
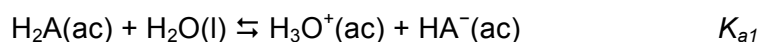
$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a \quad (24)$$

A esta constante de equilibrio, también se le conoce como constante de disociación o **Ka^3** .

³ Si se tratara de una base se denomina **Kb**

En este sentido, los ácidos se clasifican de acuerdo a su capacidad donadora de protones, por lo que se tienen:

- **Ácidos monopróticos:** son aquellos ácidos que tienen la capacidad de donar a la solución que los contienen un solo protón por molécula durante el proceso de su disociación, llamado también proceso de ionización, como se muestra en la ecuación 32. Un ejemplo de este tipo de ácido es el acético
- **Ácidos polipróticos:** son capaces de donar más de un protón por molécula de ácido, en contraste con los monopróticos que sólo donan un protón por molécula. Los tipos específicos de ácidos polipróticos tienen nombres más específicos, como ácido diprótico aquel que tiene dos protones potenciales para donar, como el ácido carbónico y ácido triprótico aquel que tiene tres protones potenciales para donar, como el ácido fosfórico. Un ácido diprótico (simbolizado aquí como H_2A) puede sufrir una o dos disociaciones, dependiendo del pH. Cada disociación tiene su propia constante de disociación, K_{a1} y K_{a2} , como se puede ver a continuación:



En las ecuaciones anteriores, el término ac, quiere decir acuoso, l es líquido. En la Figura 5 se muestran las constantes de disociación (K_a) para algunos ácidos de importancia biológica. Los ácidos más fuertes como el fosfórico y carbónico poseen constantes de disociación grandes, los ácidos más débiles como el acético poseen constantes pequeñas.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

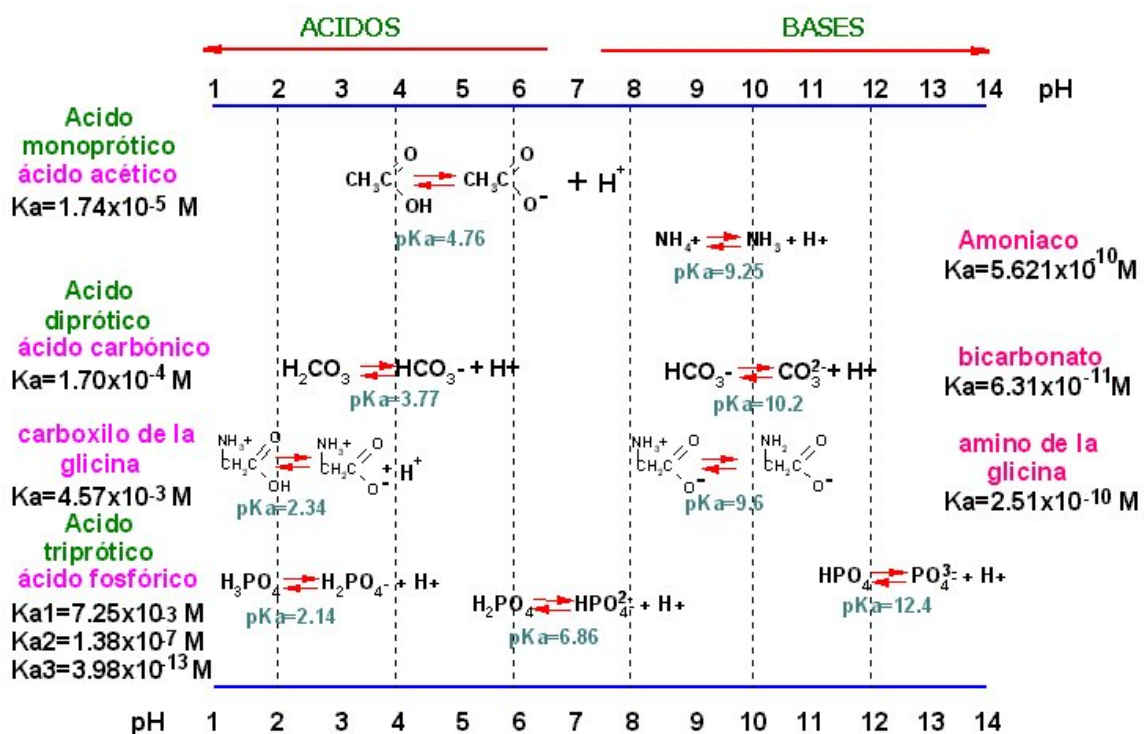


FIGURA 5. Las constantes de disociación (K_a) para algunos ácidos de importancia biológica.

Se señala en qué región de la escala del pH ocurren las disociaciones y se presenta un ácido monoprótico (acético), uno diprótico (carbónico), uno triprótico (fosfórico) y un aminoácido (glicina). pK_a , es el logaritmo negativo de K_a , que es análogo al pH (ver más adelante). Al $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$ se le denomina fosfato dihidrogenado y al HPO_4^{3-} monohidrogenado. Figura adaptada de Bioquímica y Biología Molecular en Línea (Vázquez Contreras 2003).

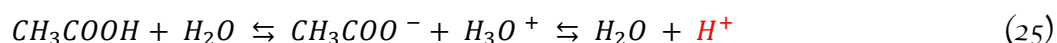
El pK_a de cualquier ácido débil puede ser determinado fácilmente

La titulación es utilizada para determinar la cantidad de par ácido-base que hay en una solución dada. Un volumen de concentración conocida del ácido en cuestión, es titulado con una solución de concentración conocida de una base fuerte, usualmente hidróxido de sodio (NaOH). Esta última solución es agregada en pequeñas cantidades hasta que el ácido es neutralizado o consumido, es decir se forma una sal; esto último se

pH: Teoría y 232 Problemas

verifica en presencia de un colorante o bien utilizando un potenciómetro (aparato que mide el cambio en el pH). La concentración del ácido en la solución original puede ser calculada a partir del volumen y la concentración de la solución de base agregada.

A partir de la titulación de un volumen W de una solución de ácido acético a una concentración X , con un volumen Y de una solución de NaOH a una concentración Z , se puede conocer la constante de equilibrio:



En donde el ion Hidrógeno señalado en rojo, muestra precisamente su participación en la cuantificación del valor de pH. Como se había señalado para la ecuación 13, debido a la elevada concentración del agua (55.5 M), este término se omite de la ecuación. Por lo que la constante de equilibrio se reduce a:

$$K_a = \frac{[H^+][Acetato^-]}{[Ácido Acético]} = 1.74 \times 10^{-5} M \quad (26)$$

Al inicio de la titulación, antes de agregar al NaOH (OH^-), el ácido acético (CH_3COOH) está muy poco ionizado, esta cantidad puede ser calculada a partir de su constante de disociación (pK_a). En la Figura 6 el rectángulo muestra la región amortiguadora, que para el ácido acético está entre 3.76 y 5.76 unidades de pH.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

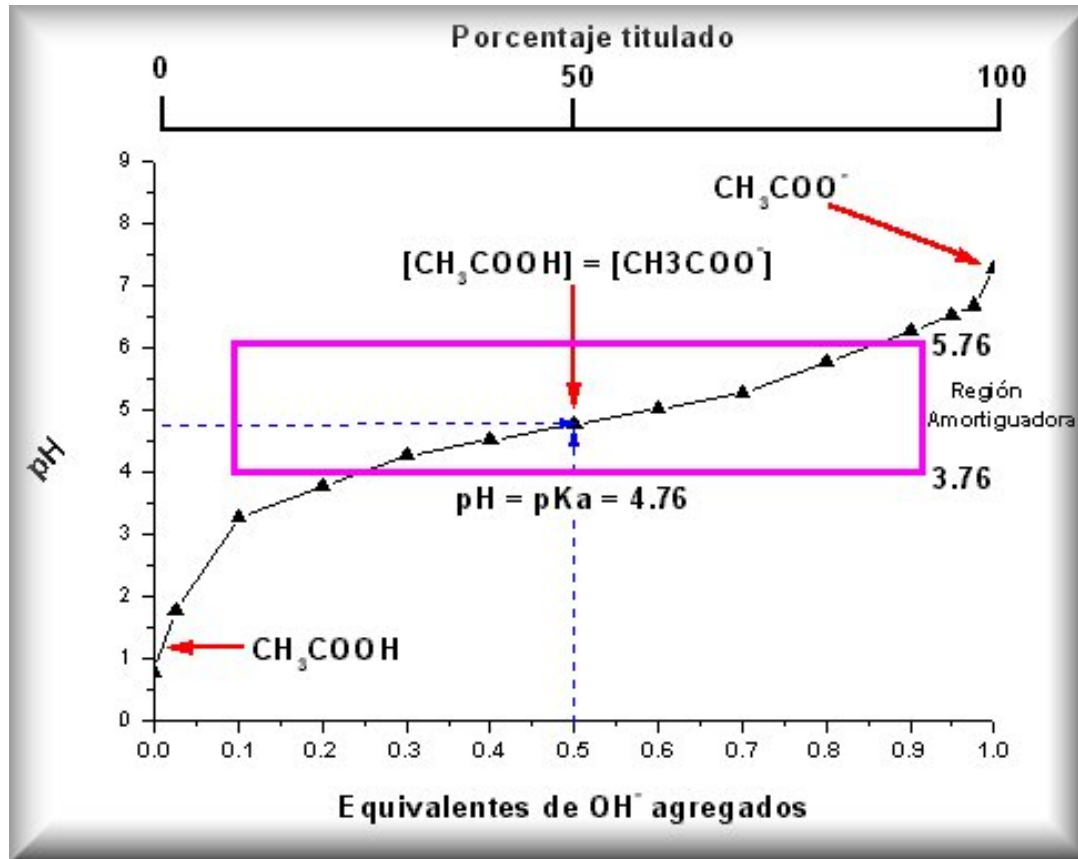


FIGURA 6. Titulación del ácido acético con NaOH.

Se muestra el cambio en los valores de pH a medida que se agregan equivalentes de NaOH. El rectángulo muestra la región amortiguadora, que para el ácido acético está entre 3.76 y 5.76 unidades de pH. Figura adaptada de Bioquímica y Biología Molecular en Línea (Vázquez Contreras 2003).

El protón disociado del ácido acético es utilizado para formar agua a medida que se agrega la solución de la base fuerte (NaOH) (ver ecuación 25). El punto en el cual las concentraciones del ácido y su base conjugada son iguales, es precisamente el pKa , que en este caso sucede a un pH de 4.76. En la región en la cual el pH cambia muy poco con referencia al pKa del ácido en cuestión, es precisamente en donde se encuentra su **capacidad amortiguadora**, en este caso de 3.76 a 5.76 unidades de pH (Figura 6). Dado que cada ácido poseerá una constante de disociación (K_a) diferente, su capacidad amortiguadora se encontrará en diferentes intervalos de pH. En la Figura 7 se comparan

las curvas de titulación para tres ácidos débiles con constantes de disociación muy diferentes, se puede ver que la capacidad amortiguadora es particular para cada compuesto. Aunque la forma de las curvas es la misma, están desplazadas a lo largo del eje de pH, pues tiene diferente fuerza de disociación.

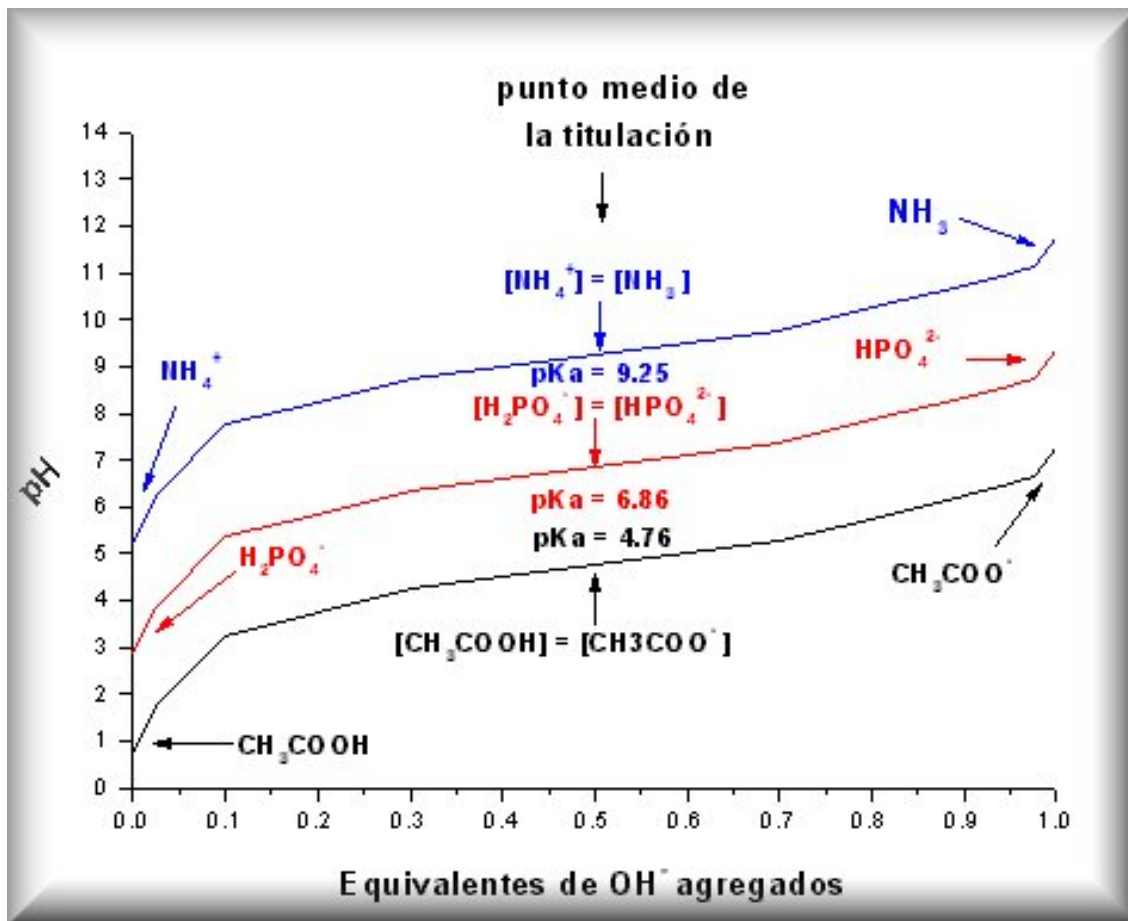


FIGURA 7. Curvas de titulación para tres ácidos débiles.

Se muestran las propiedades del ácido acético, el fosfato dihidrogenado y el amoníaco, estos compuestos poseen constantes de disociación muy diferentes. Amoníaco ($\text{pKa} = 9.25$). Fosfato dihidrogenado ($\text{pKa} = 6.86$). Ácido acético ($\text{pKa} = 4.76$). Figura adaptada de Bioquímica y Biología Molecular en Línea (Vázquez Contreras 2003).

Los anfóteros o anfólitos

En Química, una sustancia **anfótera** es aquella que puede reaccionar ya sea como un ácido o como una base (también se le conoce como **anfólito**). La palabra deriva del prefijo griego *amphi-* (αμφι-) que significa "ambos". Muchos metales (tales como Zinc, Estaño, Plomo, Aluminio, y Berilio) y la mayoría de los metaloides poseen óxidos o hidróxidos anfóteros. Otra clase de sustancias anfóteras son las moléculas **anfipróticas** que pueden donar o aceptar un protón. Algunos ejemplos son los aminoácidos y las proteínas, que tienen grupos amino y ácido carboxílico y también los compuestos autoionizables como el agua y el amoníaco.

Dado que tanto los aminoácidos libres como los péptidos y las proteínas poseen por lo menos un grupo ácido (-COOH) y un grupo básico (-NH₂), todos ellos presentan características ácido-base. Por lo tanto, la titulación de estas moléculas, a diferencia de lo observado en la Figura 7 en donde se enfatiza una sola región amortiguadora, presentan más. Por ejemplo, todos los aminoácidos presentan por lo menos dos *pKa*, uno que corresponde a la disociación del ion Hidrógeno del grupo carboxilo, que se encuentra en la parte ácida de la escala de pH y otro *pKa* que corresponde a la protonación del grupo amino y que se encuentra en la región básica de la escala de pH. En el caso de los aminoácidos ácidos (aspártico y glutámico), tienen otro *pKa* ácido, que se debe a la presencia de otro grupo carboxilo que se encuentra en su cadena lateral. Para los aminoácidos básicos ocurre algo análogo, pues tienen un grupo amino extra en la cadena lateral, por lo que tienen un *pKa* extra en la parte básica. En el caso de los péptidos y las proteínas esta situación es compleja pues están formados por diversos arreglos numéricos y de especie de diferentes aminoácidos. Resumiendo, dependiendo de en qué pH se encuentre la molécula anfótera como el aminoácido, será la carga que posea, por lo que puede tener entonces carga positiva, carga negativa y carga neutra (ver más adelante).

Punto isoeléctrico

El punto isoeléctrico (pI) es el valor de pH en el que un polianfólito (como un aminoácido) tiene carga neta cero. El concepto es particularmente interesante en los aminoácidos y también en las proteínas ya que tiene repercusiones muy importantes en el metabolismo celular, porque los aminoácidos y las proteínas funcionan como ácidos débiles lo que los involucra directamente con la regulación de los procesos en donde hay cambios de pH. En el pI la solubilidad de la sustancia es casi nula, por lo que también es una propiedad de las proteínas que se utiliza para su purificación, ya que al adquirir carga neutra, su solubilidad baja, por lo que se precipitan. Debido a que cada tipo de proteína tiene un arreglo de aminoácidos particular, su pI será igualmente distintivo de las otras, por lo que esta particularidad las hace susceptibles de separación en los procedimientos bioquímicos de purificación. Para calcular el pI se deben utilizar los pK_a involucrados, en el caso más sencillo, como el de un aminoácido (no ácido ni básico), se hace utilizando la siguiente ecuación:

$$pI = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2} \quad (27)$$

El pH de una solución se determina por medio de la concentración relativa de ácido y base. La ecuación de Henderson-Hasselbach

La relación entre el pH de una solución y las concentraciones de un ácido y su base conjugada pueden ser derivadas al despejar $[H^+]$ de la ecuación de la constante de disociación del ácido como sigue:



$$K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]} \quad (29)$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$[H^+] = K \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (30)$$

Si se extrae el **logaritmo negativo** de la ecuación, se tiene:

$$-\log[H^+] = -\log K - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (31)$$

Recordar que el logaritmo de un producto es igual a la suma de los multiplicandos. El pH es igual al logaritmo negativo de $[H^+]$, definiendo en analogía con la ecuación de Sørensen ($pH = -\log[H]$), $pK = -\log K$, se tiene:

$$pH = pK - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (32)$$

o más generalmente:

$$pH = pK + \log \left(\frac{[aceptordeprotones]}{[donadordeprotones]} \right) \quad (33)$$

que se conoce como la ecuación de Henderson-Hasselbach, que indica que el pK de un ácido es numéricamente igual al pH de la solución cuando las concentraciones molares del ácido y su base conjugada son iguales, recordar que el logaritmo base 10 de $1 = 0$.

El pH en el cuerpo humano.

Los fluidos en el cuerpo humano tiene funciones que incluyen la lubricación, el transporte de oxígeno y de nutrientes y la protección. Para llevar a cabo estas funciones los niveles de acidez o basicidad deben variarse de tal forma que estas funciones puedan ser reguladas. Es un error pensar que hay un solo valor de pH en el cuerpo, en muchos casos se hace mención del pH “fisiológico”, esta situación es inexacta ya que como se puede ver en la Tabla 3, muchas soluciones corpóreas del humano poseen una concentración de iones Hidrógeno cercana a la neutralidad aunque no todo el cuerpo es así. De cualquier forma, los niveles de acidez-basicidad deben ser cuidadosamente controlados en cada fluido corporal.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

concentración de iones Hidrógeno comparada con la del agua destilada	SOLUCIÓN	pH
10,000,000	ÁCIDAS	0
1,000,000		1
100,000		2
10,000		3
1,000		4
100		5
10		6
1	Agua "pura" NEUTRA	7
0.1	BÁSICAS	8
0.01		9
0.001		10
0.000,1		11
0.000,01		12
0.000,001		13
0.000,000,1		14

TABLA 4. Relación entre la concentración de iones Hidrógeno comparada con el agua destilada y las soluciones ácidas y básicas.

Se muestran los intervalos para las soluciones ácidas, neutras y básicas.

Estructura/secreción	pH
bilis	7.8
cerebro	7.1
corazón	7.0-7.4
hígado	7.2
hueso	7.4
intestino delgado	7.5-8.0
músculo esquelético	6.9-7.2
orina	4.5-8.0
saliva	6.0-7.4
sangre arterial	7.4-7.45
sangre capilar	7.35-7.4
sangre venosa	7.3-7.35
secreción gástrica	1.0-3.5
secreción pancreática	8.0-8.3

TABLA 5. Valores de pH para diferentes estructuras y fluidos del cuerpo humano.

Se muestran los valores o intervalos de pH que se presentan de manera normal en diferentes órganos y tejidos del cuerpo humano.

Tanto la saliva como la sangre y el tejido espinal, tienen un pH de alrededor de 7.4, este valor está cerca del nivel de neutralidad de este parámetro, lo que previene el daño tisular que podría ser causado por niveles cercanos a cualquiera de los dos extremos de la escala del pH. En las células de la mucosa del estómago existen proteínas membranales que funcionan como bombas de protones, la función de estas bombas es regular la concentración de iones Hidrógeno y mantienen el pH entre 1.5 y 3.5 (Tabla 3); este fluido altamente ácido rompe la comida y permite que la digestión continúe. Alteraciones en cualquiera de estos sistemas pueden llevar a serias condiciones fisiológicamente anormales. Por ejemplo, el desbalance de pH en la boca lleva a la caída

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

de los dientes, alteraciones en la sangre pueden llevar a dificultades respiratorias. Cuando la acidez del estómago va más allá de la protección del esfínter del esófago puede experimentarse la sensación de ardor y sabor agrio cerca de la garganta. Ambos síntomas son causados por el daño que causa el ácido en el tejido del esófago, si esta situación continua puede llevar a cambios irreversibles e incluso cáncer.

Aplicaciones

El agua tiene un pH a 25 °C que equivale a $pK_w / 2$, es decir 1×10^{-7} , por lo que para el agua pura este valor es de aproximadamente 7 [$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-7})$]; recordar que como se trata de una reacción química, este valor dependerá de la temperatura. Cuando se disuelve un ácido en agua, el pH será menor que el del agua pura. Por el contrario, cuando una base se disuelve en agua, el pH será mayor que el del agua pura. Una solución de un ácido fuerte, tal como el ácido clorhídrico (HCl), a una concentración de 1 mol dm^{-3} tiene un pH de 0. A la misma concentración, una solución de una base fuerte, tal como el hidróxido de sodio (NaOH), tiene un pH de 14. Por lo tanto, la mayoría de los valores medidos de pH, se encuentran en el rango de 0 a 14, aunque son totalmente posible valores de pH negativos y valores por encima de 14⁴. Debido a que la escala para el pH es logarítmica (ver sección Escala de pH), una diferencia de una unidad de pH es equivalente a una diferencia de diez veces en la concentración de iones de Hidrógeno. El pH de una solución acuosa de una sal tal como cloruro de sodio (NaCl) es ligeramente diferente a la del agua pura, a pesar de que la sal no es ni ácido, ni básico. Esto se debe a que la actividad de los iones de Hidrógeno y de hidróxido depende de la fuerza iónica, esto significa que el valor de K_w varía con la fuerza iónica.

El pH del agua pura disminuye con el aumento de la temperatura. Por ejemplo, a 50 °C el pH del agua pura es 6.55. Nótese, sin embargo, que el agua que ha sido expuesta al aire es ligeramente ácida. Esto es porque el agua absorbe al dióxido de

⁴ El escurrimiento de las minas o relaves mineros puede producir algunos valores muy bajos de pH. (Nordstrom and Alpers 1999)

pH: Teoría y 232 Problemas

carbono del aire, que luego se convierte lentamente en iones de Hidrógeno y bicarbonato, lo que eventualmente forma ácido carbónico:



Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Medición

Indicadores

Los indicadores pueden ser utilizados para medir el pH. Se trata de diferentes estrategias que por medio de cambios de color indican el valor de pH de una solución. En primer lugar se encontró que el tornasol suministrado en una solución o tintura violeta normalmente, cambia a color rojo-anaranjado en contacto con compuestos ácidos, debajo de un índice de pH de 4.5 (de ahí su nombre) y oscurece sólo ligeramente con los alcalinos (por encima de un pH de 8.5), por lo que a veces suele emplearse tornasol al que se le ha añadido ácido clorhídrico para identificar bases. A menudo este compuesto se adhiere a papel para facilitar su uso. Por otra parte la fenolftaleína de fórmula ($C_{20}H_{14}O_4$) es un indicador de pH que en disoluciones ácidas permanece incoloro, pero en presencia de disoluciones básicas toma un color rosado con un punto de viraje entre $pH = 8.2$ (incoloro) a $pH = 10$ (magenta o rosado). Sin embargo en pH extremos (muy ácidos o básicos) presenta otros virajes de coloración, en los cuales en disoluciones fuertemente básicas la fenolftaleína se torna incolora, mientras que en disoluciones fuertemente ácidas se torna naranja. Estos indicadores únicamente muestran la acidez o basicidad de una solución, pero con ellos no es posible determinar el valor de pH de la solución problema.

pH: Teoría y 232 Problemas

Otros métodos consisten en realizar una comparación visual del color de una solución problema con una escala de colores estándar. Este ejercicio proporciona un medio eficiente para determinar el pH de forma semiexacta, haciendo referencia al número entero más cercano en la mayoría de los casos, pero también puede ser a un número fraccionario de la escala en cuestión. También se pueden realizar determinaciones más precisas de los valores de pH de una solución problema si el cambio en el color se mide espectrofotométricamente, utilizando un colorímetro o un espectrofotómetro. Por otra parte, la determinación del valor de pH de una solución, se puede realizar utilizando al papel indicador universal, que es una tira de papel absorbente que ha sido impregnado con una mezcla de indicadores para el pH denominada indicador de pH universal, como se muestra en la tira de colores de la Tabla 5, de tal manera que se puede seguir un cambio continuo del color entre valores de aproximadamente pH 2 hasta pH 10. También existen las tiras de papel pH que son segmentos de plástico inocuo que están recubiertos en uno de sus extremos con un material que reacciona al pH ocasionando viraje en diferentes colores; la tonalidad de estos colores se compara contra una escala específica para el rango de los valores de pH deseados y así se determina el pH de la solución. Estos últimos métodos son muy prácticos cuando la determinación del valor de pH se tiene que hacer en condiciones muy rápidas o bien cuando se está trabajando en el campo o en lugares donde es imposible tener otros dispositivos para hacer la cuantificación.

Un colorímetro es un dispositivo utilizado en colorimetría. En los campos científicos la palabra generalmente se refiere al dispositivo que mide la absorbencia de longitudes de onda particulares de la luz por una solución específica. Este dispositivo se utiliza más comúnmente para determinar la concentración de un soluto conocido en una solución dada por la aplicación de la ley de Beer-Lambert, que establece que la concentración de un soluto es proporcional a la absorbencia.

Espectrofotómetro es un aparato que puede medir la intensidad de un haz de luz como una función de su color (longitud de onda). Las características importantes de los espectrofotómetros incluyen su ancho de banda espectral, es decir el rango de colores que puede transmitir a través de la muestra problema, así como el porcentaje de transmisión en la muestra y el rango logarítmico de la absorción de la muestra, para algunos se incluye un porcentaje de medición de la reflectancia.

Algunos pigmentos vegetales que se producen en muchas plantas pueden ser utilizados como indicadores de pH, incluyendo hibisco (que contiene vitamina C) y col roja

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

(que contiene antocianina), ambos compuestos intervienen en el cambio de color que se efectúa al ponerlos en diferentes condiciones de pH (Figura 8).



FIGURA 8. Plantas que contienen pigmentos vegetales que pueden ser utilizados como indicadores de pH.

A.- Hibisco (una Malvacea) que cambia a rojo en pH ácido, a incolora a pH neutro y a púrpura a pH básico; B.- Col roja (*Brassica oleracea*), que cambia a rosa en pH 3.0, a morado a pH 4.0 y a azul a pH 7.0

Medidor de pH o potenciómetro.

Un medidor de pH (Figura 9) es un dispositivo utilizado para medir el pH que puede ser cuantificado como cualquiera de las siguientes posibilidades, la concentración de iones de Hidrógeno en una solución acuosa o bien la actividad de los iones de Hidrógeno en una solución acuosa. El valor de pH indicará si la solución es ácida o básica. Los medidores de pH trabajan en líquidos pero por medio de electrodos especiales se utilizan a veces para medir el pH de las sustancias semi-sólidas. Un medidor de pH típico consiste en un electrodo de medición especial conectado a un medidor electrónico que cuantifica y muestra la lectura de pH de la solución problema.

El electrodo es una parte clave del medidor de pH. Generalmente consiste en una varilla hecha de vidrio. En la parte inferior del electrodo hay un bulbo que contiene al

pH: Teoría y 232 Problemas

sensor; se utiliza un electrodo de vidrio conectado a un potenciómetro de pH (en inglés “pH meter”). El electrodo de vidrio está combinado con un electrodo de referencia. Dadas las características de función de estos aparatos se les denomina “potenciómetros” de forma correcta, pero debido a que el término en inglés para ellos es “pH meter” comúnmente se les llama “**peachímetros**”.

Como se mencionó en la sección de la definición del pH, el término significa “potencial de Hidrógeno” lo que significa que está relacionado con la potencia en los electrodos que lo cuantifican, de ahí que un término correcto para definir al medidor de pH, es precisamente potenciómetro. La escala de pH es logarítmica y por lo tanto el pH es una cantidad adimensional.



Figura 9. Un potenciómetro o medidor de pH.

Se muestra el aparato, en donde son evidentes la pantalla donde se muestran los valores, así como los botones de control y el brazo que sostiene al electrodo que está sumergido en una solución.

Consejos prácticos

- La bombilla del electrodo, nunca debe tocarse con la mano y se debe limpiar con la ayuda de un pañuelo de papel absorbente, teniendo cuidado de no frotar el tejido contra el bulbo de vidrio con el fin de evitar la creación de estática.
- Para medir el pH de una solución, el electrodo se sumerge en la solución. La sonda está montada en un brazo conocido como el brazo del electrodo.
- Antes de utilizar el medidor de pH, se debe calibrar, esto se hace utilizando soluciones estándar de pH (es decir la mezcla en concentraciones relativamente elevadas de un ácido débil y su base conjugada, ver más adelante), para las cuales se conoce la actividad de los iones Hidrógeno. Al ser determinado el pH de estas soluciones, el aparato construye -previa instrucción- una calibración, se recomienda usar mínimo dos soluciones, pero es mejor hacerlo con tres, los valores de pH comunes de estas soluciones son 4, 7 y 10 respectivamente.
- También hay que tomar en cuenta que las reacciones de disociación que dan origen al cambio en el pH de las soluciones son procesos químicos, por lo que tienen una influencia directa de la temperatura, de ahí que la mayoría de los medidores de pH actuales, además de la posibilidad de ser calibrados para la determinación del pH, también pueden realizar esta calibración a una temperatura dada, lo que resulta muy práctico pues en la mayoría de los casos los laboratorios en donde se llevan a cabo estas determinaciones trabajan a temperatura constante. Hay que tomar en cuenta que las soluciones tampón estándar comerciales por lo general vienen con información sobre el valor a 25 °C por lo que deberá utilizarse un factor de corrección al utilizarlas en otras temperaturas. Estas soluciones amortiguadoras deben usarse frescas para calibrar el experimento, acercándolo al caso ideal de la linealidad; el uso de

pH: Teoría y 232 Problemas

soluciones añejas resulta en errores en la cuantificación, pues su valor de pH es afectado por las condiciones ambientales.

PARA APRENDER MÁS

Más sobre la definición de pH

Esta definición fue adoptada porque los electrodos selectivos de iones, que se utilizan para medir el pH, responden a la actividad. Idealmente, el potencial del electrodo, E, sigue la ecuación de Nernst, la cual, para el ion Hidrógeno se puede escribir como:

$$E = E^0 + \left(\frac{RT}{F}\right) \ln(\alpha_{H^+}) = E^0 - \left(\frac{2.303RT}{F}\right) pH \quad (\text{A. 1})$$

donde E es un potencial medido, E0 es el potencial de electrodo estándar, R es la constante de los gases, T es la temperatura (en grados Kelvin), F es la constante de Faraday. Para el ion H⁺ el número de electrones transferidos es uno. De ello se desprende que el potencial del electrodo es proporcional al pH cuando el pH se define en términos de la actividad. La medición precisa del pH se presenta en la norma internacional ISO 31-8 como sigue: se configura una celda galvánica para medir la fuerza electromotriz (FEM) entre un electrodo de referencia y un electrodo sensible a la actividad del ion Hidrógeno cuando ambos están inmersos en la misma solución acuosa. El electrodo de referencia puede ser un electrodo de cloruro de plata o un electrodo de calomelano. El electrodo selectivo de iones de Hidrógeno es un electrodo de Hidrógeno estándar (A. Thompson 2008). De acuerdo a la siguiente ecuación:

La fuerza electromotriz (FEM) es toda fuerza capaz de mantener una diferencia de potencial entre dos puntos de un circuito abierto o de producir una corriente eléctrica en un circuito cerrado. Es una característica de cada generador eléctrico.

El electrodo de calomelano o electrodo saturado de calomelanos (SCE por sus siglas en inglés) es un electrodo de referencia basado en la reacción entre el mercurio y el cloruro de mercurio (I) o "calomelano" (Hg₂Cl₂). La fase acuosa en contacto con el mercurio y "calomelano", es una disolución saturada de cloruro de potasio en agua.

$$pH(X) = pH(S) + \frac{E_s - E_x}{z} \quad (\text{A. 2})$$

pH: Teoría y 232 Problemas

Para cuantificar E_s , la celda se llena con una solución para la cual se conoce tanto la actividad del ion Hidrógeno como la FEM. Entonces se cuantifica la FEM (EX) de la celda pero ahora contiene a la solución de pH desconocido. La diferencia entre los dos valores de FEM medidos será proporcional al pH considerando que la constante de proporcionalidad, $1/z$ es idealmente igual a la "pendiente Nernstiana" ($1/2.303RT/F$). Este método de calibración evita la necesidad de conocer el potencial del electrodo estándar.

Más sobre el p[H]

La calibración del electrodo de pH se lleva a cabo normalmente mediante una gráfica de Gran (Rossotti and Rossotti 1965). De la calibración se obtiene un valor para el potencial estándar de electrodo, E^0 , y un factor de pendiente, f , de manera que la ecuación de Nernst se presenta de la siguiente forma:

Una gráfica de Gran (también conocida como titulación de Gran o el método de Gran) es un medio común de estandarización de un reactivo de titulación mediante la estimación del volumen de equivalencia en la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte o en una titulación potenciométrica. Tales gráficas han sido también utilizadas para calibrar los electrodos de vidrio, para estimar el contenido de carbonato de soluciones acuosas, y para estimar los valores de K_a (la constante de disociación de un ácido) de ácidos o bases débiles a partir de valores de titulación.

$$E = E^0 + f \frac{2.303RT}{F} \log[H^+] \quad (\mathcal{A} . 3)$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

sta ecuación se puede utilizar para derivar las concentraciones de iones de Hidrógeno a partir de mediciones experimentales de E. El factor de pendiente, f, es por lo general ligeramente menor que uno. Un factor de pendiente menor de 0.95 indica que el electrodo no está funcionando correctamente. La presencia de electrolito asegura que el coeficiente de actividad del ion Hidrógeno sea efectivamente constante durante la valoración. Como es constante, el valor del coeficiente de actividad del ion Hidrógeno puede ser ajustado a uno por la definición del estado estándar para una solución que contiene un electrolito. Así, de esta forma se hace a la actividad igual al valor numérico de la concentración.

Los extremos de pH

La medición del pH por debajo de aproximadamente 2.5 (ca. 0.003 M de ácido) y por arriba de aproximadamente 10.5 (ca. 0.0003 M de base), requiere de procedimientos especiales porque cuando se utiliza el electrodo de vidrio, la ley de Nernst no funciona en esas condiciones. Varios factores contribuyen a esta situación. No se puede asumir que los potenciales de unión líquida son independientes del pH (Feldman 1956). Además, los pHs extremos implican que la solución en cuestión está concentrada, por lo que los potenciales del electrodo se ven afectados por la variación de la fuerza iónica. En pHs altos el electrodo de vidrio puede verse afectado por "errores básicos", debido a que éste se vuelve sensible a la concentración de cationes en la solución tales como Na^+ y K^+ . Existen electrodos especialmente contruidos para superar parcialmente estos problemas.

La auto-ionización

La auto-ionización (también llamada autodisociación) es la reacción química en la que dos moléculas del compuesto en cuestión, reaccionan para producir iones positivos y negativos, en el caso del agua es como se propone en la ecuación 20 en donde dos moléculas de agua se unen para formar al ion (H_3O^+) y al ion hidróxido (OH^-).

pH: Teoría y 232 Problemas

La auto-ionización también debe tenerse en cuenta cuando las concentraciones son muy bajas. Considérese por ejemplo, una solución de HCl a una concentración de 5×10^{-8} M. El procedimiento explicado anteriormente sugeriría que tiene un pH de 7.3. Esto es claramente erróneo ya que una solución ácida debe tener un pH menor a 7. Entonces se debe tratar el sistema como una mezcla de ácido clorhídrico y agua (una sustancia anfótera) de la siguiente forma

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \quad (\mathcal{A} . 4)$$

representar $[OH^-]$ en términos de $[H^+]$

$$[H^+](H^+ - 5 \times 10^{-8}) = 1 \times 10^{-14} \quad (\mathcal{A} . 5)$$

representar como una ecuación cuadrática

$$[H^+]^2 - 5 \times 10^{-8}[H^+] - 1 \times 10^{-14} = 0 \quad (\mathcal{A} . 6)$$

Usando la fórmula cuadrática general

$$[H^+] = \frac{5 \times 10^{-8} \pm \sqrt{(5 \times 10^{-8})^2 + 4 \times 10^{-14}}}{2} = \frac{5 \times 10^{-8} \pm 2.062 \times 10^{-7}}{2} \quad (\mathcal{A} . 7)$$

El resultado debe ser positivo por lo que hay que seleccionar la suma

$$[H^+] = 1.281 \times 10^{-7} \quad (\mathcal{A} . 8)$$

Finalmente calcular el pH

$$pH = -\log(1.281 \times 10^{-7}) = 6.89 \quad (\mathcal{A} . 9)$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

el cálculo resulta en un pH de 6.89 que es claramente menor que 7 y denota la concentración real de la disolución de 5×10^{-8} M de HCl.

Bibliografía

Buck, R. P., Rondinini, S., Covington, A. K., Baucke, F. G. K., Brett, C. M. A., Camoes, M. F. Milton, M. J. T., Mussini, T., Naumann, R., Pratt, K. W., Spitzer, P. and Wilson G. S. «Measurement of pH. Definition, Standards, and Procedures.» (*Pure Appl. Chem.*) 74 (2002): 2169–2200.

Carlsberggroup.com. *Sørensen Invents the pH Scale*.
<http://www.carlsberggroup.com/Company/heritage/Research/Pages/pHValue.aspx>
(accessed 12 de 07 de 2015).

Covington, A. K., R. G. Bates, and R. A. Durst. «Definitions of pH scales, standard reference values, measurement of pH, and related terminology.» (*Pure Appl. Chem.*) 57 (1985): 531–542.

Feldman, Isaac. «Use and Abuse of pH measurements.» (*Analytical Chemistry*) 28, no. 12 (1956): 1859-1866.

Lim, K. F. «Negative pH Does Exist.» (*Journal of Chemical Education*) 83 (2006): 1465.

Myers, Rollie J. «One-Hundred Years of pH.» (*Journal of Chemical Education*) 87, no. 30 (2010): 30-32.

Nørby, Jens. «The origin and the meaning of the little p in pH.» (*Trends in the Biochemical Sciences*) 25, no. 1 (2000): 36-37.

Nordstrom, D. K., and Alpers. C. N. «Negative pH, efflorescent mineralogy, and consequences for environmental restoration at the Iron Mountain Superfund site, California.» (*Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America*) 96, no. 7 (1999): 3455-3462.

Rossotti, F.J.C., and H. Rossotti. «Potentiometric titrations using Gran plots: A textbook omission.» (*J. Chem. Ed.*) 42, no. 7 (1965): 375-378.

Sorensen, S. P. L. «Über die Messung und die Bedeutung der Wasserstoffionenkonzentration bei enzymatischen Prozessen.» (*Biochem. Zeitschr*) 21 (1909): 131–304.

A. Thompson, B. N. Taylor. (2008) *Guide for the Use of the International System of Units (SI)*. National Institute of Standards and Technology,.

Vázquez Contreras, Edgar. *Bioquímica y Biología Molecular en línea*. 21 de 04 de 2003.
<http://laguna.fmedic.unam.mx/~evazquez/0403/> (accessed 21 de 07 de 2015).

Sección de problemas

Problemas Resueltos.

1. El pH del jugo de naranja es de 3.33. Calcula la concentración de H^+ .

Solución

$$pH = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-3.33}$$

$$[H^+] = 4.67 \times 10^{-4} M$$

2. En 500 mL de una disolución acuosa 0.1 M de NaOH.

- ¿Cuál es la concentración de OH^- ?
- ¿Cuál es la concentración de H_3O^+ ?
- ¿Cuál es su pH?

Solución

$$a) \quad NaOH \Rightarrow Na^+ + OH^- : [OH^-] = 0.1 M$$

$$b) \quad [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} M$$

$$c) \quad pH = -\log(10^{-13}) = 13$$

3. Calcule el pH de una disolución 0.1 M de:

- Hidróxido de calcio.
- Ácido nítrico.
- Cloruro de calcio. Justifique las respuestas

Solución

$$a) \quad \text{Hidróxido de calcio: } Ca(OH)_2 \Rightarrow Ca^{++} + 2OH^- : [OH^-] = 2 \times 0.1 = 0.2 M$$

$$pOH = -\log(0.2) = 0.7 \Rightarrow pH = 14 - 0.7 = 13.3$$

$$b) \quad \text{Ácido nítrico: } HNO_3 + H_2O \Rightarrow NO_3^- + H_3O^+ \Rightarrow [H_3O^+] = 0.1 M$$

$$pH = -\log(0.1) = 1$$

$$c) \quad \text{Cloruro de calcio: } CaCl_2 \Rightarrow Ca^{++} + 2Cl^- [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \Rightarrow pH =$$

$$-\log(10^{-7}) = 7$$

4. a) Calcular el pH de las siguientes soluciones:

- a) HCl $1 \times 10^{-4} M$
- b) H_2SO_4 0.45% p/v
- c) $NaOH$ $3.25 \times 10^{-4} M$
- d) $Ca(OH)_2$ 2mM
- e) HCl $17.9 \times 10^{-6} M$
- f) KOH 10% p/v

b) Completar el siguiente cuadro:

Solución	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
HNO_3	2.5×10^{-4}	4×10^{-11}	3.6	10.4
H_2SO_4	2.67×10^{-13}	3.75×10^{-2}	12.6	1.4
$Ba(OH)_2$	6.3×10^{-11}	1.6×10^{-4}	10.2	3.8
$NaOH$	5.8×10^{-9}	1.7×10^{-6}	8.2	5.8

5. El valor del pH de la saliva de una persona es 6.7:

- a) ¿La disolución será ácida, básica o neutra?
- b) ¿Cuál es la concentración molar de iones hidronios?
- c) ¿Cuál es la concentración molar de iones hidróxido en esa disolución?

Solución

a) Como el pH es menor que 7, la disolución es ácida.

b) $[H_3O^+] = 10^{-6.7} = 2 \times 10^{-7} M$

c) $[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-7}} = 5 \times 10^{-8} M$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

6. Una muestra de orina de un individuo tiene un pH = 5.70

- ¿La disolución será ácida, básica o neutra?
- ¿Cuál es la concentración molar de iones hidronios?
- ¿Cuáles son la concentración molar de iones hidróxido y el pOH de esa disolución?

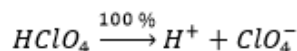
Solución

- Por ser el $\text{pH} < 7$ la disolución es ácida.
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5.7} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$
- $[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-6}} = 5 \times 10^{-9} \text{ M}$ y $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 5.7 = 8.3$

7. Calcular la concentración de una solución de HClO_4 que tiene $\text{pH} = 2.4$

Solución

En primer lugar, se debe considerar que el HClO_4 es un ácido fuerte, por lo tanto 100% disociado:



Por lo tanto la concentración de H^+ es igual a la concentración inicial de HClO_4 :

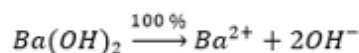
$$[\text{H}^+] = \text{antilog}(-2.4) = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

La solución de HClO_4 es entonces $4 \times 10^{-3} \text{ M}$

8. Calcular la concentración de una solución de Ba(OH)_2 que tiene $\text{pH} = 12.9$

Solución

El Ba(OH)_2 es una base fuerte y se disocia en un 100%, por lo tanto produce una concentración de iones OH^- igual al doble de la concentración de la base:



A partir del pH de la solución se calcula el pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12.9 = 1.1$$

Conociendo el pOH, se determina la $[OH^-]$:

$$[OH^-] = \text{antilog}(-pOH)$$

$$[OH^-] = \text{antilog}(-1.1)$$

$$[OH^-] = 0.079 \text{ M}$$

Finalmente se determina la concentración de la base que corresponde a la mitad de la

$$[OH^-], \text{ o sea, } \frac{0.079 \text{ M}}{2} \sim 0.04 \text{ M}$$

9. Calcula el pH de una solución en la que se disolvieron 0.5 M de ácido acético y 0.1 M de acetato de sodio en 1 litro de solución.

Solución

$$[AcH] \simeq [\text{Ácido}]_{\text{inicial}} = 0.5 \text{ M} ; [Ac^-] \simeq [Base]_{\text{inicial}} = 0.1 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[Ac^-][H_3O^+]}{[AcH]} \simeq \frac{[Sal]_{\text{inicial}}[H_3O^+]}{[\text{Ácido}]_{\text{inicial}}} = \frac{0.1 \times [H_3O^+]}{0.5} = 2 \times 10^{-5}$$

$$\text{entonces } [H_3O^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M} ;$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1 \times 10^{-4} = 4 - \log 1 = 4$$

10. Calcular el pH de una disolución que tiene la siguiente concentración de iones hidronio: (a) $4.75 \times 10^{-4} \text{ M}$; (b) 0.0188 M ; (c) $5.79 \times 10^{-10} \text{ M}$.

Solución

- a) Si se conoce la concentración de iones hidronio de la solución, para calcular el pH basta con aplicar la definición de pH:

$$\begin{aligned} pH &= -\log[H^+] \\ pH &= -(\log 4.75 \times 10^{-4}) \\ pH &= -(-3.323) \\ pH &= 3.32 \end{aligned}$$

- b)

$$pH = -(\log 0.0188) = -(-1.726)$$

$$pH = 1.73$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

c)

$$pH = -(\log 5.79 \times 10^{-10}) = -(-9.237)$$

$$pH = 9.24$$

Observe que en cada caso el resultado se ajustó al número de cifras significativas de la concentración de ion hidronio.

11. Determine el pH de una solución de HCl 0.25 M y de una solución de NaOH 0.25 M.

Solución

Como el HCl es un ácido fuerte: Si HCl = 0.25 M entonces $[H^+] = 0.25 M$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 0.25 = 0.60$$

Como el NaOH es una base fuerte:

NaOH = 0.25 M entonces $[OH^-] = 0.25 M$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0.25 = 0.60$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 0.60 = 13.40$$

12. Si el pH de una disolución es 4.2, determine:

- El pOH de la solución.**
- La concentración de protones.**
- La concentración de iones OH^- .**

Solución

- a) En toda solución acuosa entonces

$$pH + pOH = 14 \quad pOH = 14 - 4.2 = 9.8$$

- b) La concentración de protones

$$[H^+] = \text{antilog } -pH = 10^{-4.2} = 6.3 \times 10^{-5} M$$

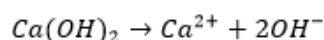
- c) La concentración de iones OH^-

$$[OH^-] = \text{antilog } pOH = 10^{-9.8} = 1.58 \times 10^{-10} M$$

13. Calcular el pH de una disolución que se prepara disolviendo 0.4 g de hidróxido de calcio en agua hasta completar 1.5 L. (PM = 74 vma).

Solución

El calcio es un elemento alcalino-térreo y por lo tanto el Ca(OH)_2 es un electrolito fuerte (100% disociación):



Primero se debe calcular la concentración de Ca(OH)_2 en la solución, para calcular a partir de ella la concentración de iones hidroxilo en la disolución.

$$M = \frac{\text{moles Ca(OH)}_2}{\text{volumen solución (L)}} = \frac{\frac{\text{masa Ca(OH)}_2}{\text{PM}}}{\text{volumen en L}} = \frac{\frac{0.4 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}}}{1.5 \text{ L}}$$

$$M = 0.0036 \text{ mol/L}$$

De acuerdo a la ecuación, 1 mol de Ca(OH)_2 produce 2 moles de OH^- y como se trata de un electrolito fuerte, una concentración 0.0036 M de la base produce una concentración dos veces mayor de iones OH^- , es decir, 0.0072 M.

$$\text{pOH} = -\log(0.0072) = -(-2.14) = 2.1 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.1 = 11.9$$

14. Calcule el pH de la disolución resultante cuando:

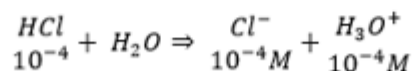
- a) Se agregan dos gotas de HCl 1 M a un litro de agua.
 - b) Se mezclan 100 mL de HCl 0.2 M con 50 mL de HCl 0.2 M.
 - c) Se mezclan 100 mL de HCl 0.3 M con 100 mL de KOH 0.1 M.
- Dato: El volumen de una gota es de 0.05 mL.

Solución

$$\text{a) } 2 \text{ Gotas} = 2 \times 0.05 \text{ mL Disolución} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 10^{-4} \text{ moles HCl}$$

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles HCl}}{\text{L Disolución}} = \frac{10^{-4} \text{ moles HCl}}{(1 + 0.1 \times 10^{-3})\text{L}} = 10^{-4} \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M} \quad \text{y} \quad \text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

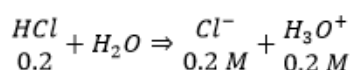
b)

$$10 \text{ mL Disolución} \times \frac{0.2 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 0.02 \text{ moles HCl}$$

$$50 \text{ mL Disolución} \times \frac{0.2 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 0.01 \text{ moles HCl}$$

$$\text{Molaridad (mezcla)} = \frac{(0.02 + 0.01) \text{ moles HCl}}{0.150 \text{ L Disolución}} = 0.2 \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte:

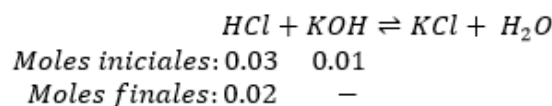


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.2 \text{ M} \quad \text{y } \text{pH} = -\log 0.2 = 0.7$$

$$\text{c) } 100 \text{ mL Disolución} \times \frac{0.3 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 0.03 \text{ moles HCl}$$

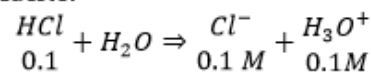
$$100 \text{ mL Disolución} \times \frac{0.1 \text{ moles KOH}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 0.01 \text{ moles KOH}$$

Como se produce a siguiente reacción:



$$\text{Molaridad del ácido HCl} = \frac{0.02 \text{ moles}}{0.2 \text{ L}} = 0.1 \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.1 \text{ M} \quad \text{y } \text{pH} = -\log 0.1 = 1$$

15. a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0.5 M? b) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿Cuál será el nuevo pH?

Solución

$$\text{a) } \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.5 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.5) = 0.3$$

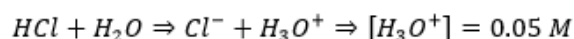
pH: Teoría y 232 Problemas

$$b) 50 \text{ mL Disolución} \times \frac{0.5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 0.025 \text{ moles HCl}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0.025 \text{ moles HCl}}{0.5 \text{ L Disolución}} = 0.05 \text{ M}$$

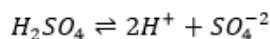
O

$$C_2 = \frac{V_1 C_1}{V} = \frac{50 \text{ mL} \times 0.5 \text{ M}}{500 \text{ mL}} = 0.05 \text{ M}$$



$$\text{pH} = -\log(0.05) = 1.3$$

16. Si tiene una solución 0.05 M de H_2SO_4 , calcular el pH. En este caso, la disociación de un mol del ácido es:

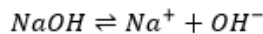


Por cada mol de ácido sulfúrico se obtienen 2 moles de protones, por lo tanto el pH será

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2 \times 0.05) = -\log 0.1 = 1$$

17. Si desea calcular el pH de soluciones de bases, aquí no se sabe en forma directa la $[\text{H}^+]$. Pero podemos calcular primero el pOH conociendo la concentración molar de oxidrilos y luego calcular el pH por diferencia con 14. Una solución 1.2×10^{-4} M de NaOH, ¿Qué pH tendrá?

La disociación de la base en agua es:



Por cada mol de NaOH se obtiene un mol de OH^- .

Entonces por cada 1.2×10^{-4} M en NaOH, tendremos una concentración de 1.2×10^{-4} M en OH^- .

$$\text{El pOH será: } \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.2 \times 10^{-4}) = 3.92$$

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ el pH será: } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3.92 = 10.08$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

18. Se mezclan 1.4 g de hidróxido potásico y 1 g de hidróxido sódico. La mezcla se disuelve en agua y se diluye a 100 mL. Calcular el pH de la disolución.

Datos: PM KOH = 56 g/mol y PM NaOH = 40 g/mol.

Solución

Primero calculamos los moles de cada molécula: como ambas bases son fuertes estarán completamente disociadas y tendremos:

$$\text{moles KOH} = \frac{1.4}{56} = 0.025 \text{ mol KOH.}$$

$$\text{moles NaOH} = \frac{1}{40} = 0.025 \text{ mol NaOH.}$$

$$0.025 + 0.025 = 0.05 \text{ moles de OH}^- \text{ en los 100 mL.}$$

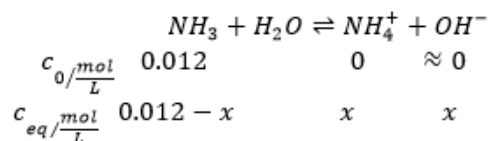
Luego en un litro: $[\text{OH}^-] = 0.5 \text{ M}$. $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.5 = 0.30$

$$\text{pH} = 14 - 0.30 = 13.7$$

19. Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0.012 M de amoníaco.

Solución

El amoníaco es una base débil, que en solución acuosa se disocia parcialmente según:



$$K_b = \frac{[\text{C}_{\text{OH}^-}][\text{C}_{\text{NH}_4^+}]}{\text{C}_{\text{NH}_3}} = 1.78 \times 10^{-5}$$

Reemplazando en la expresión para K_b , despreciando x frente a C_0 y despejando tenemos:

$$K_b = \frac{X^2}{0.012 - X} = 1.78 \times 10^{-5}$$

$$\text{C}_{\text{OH}^-} = \sqrt{(1.78 \times 10^{-5})(0.012)} = 4.62 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

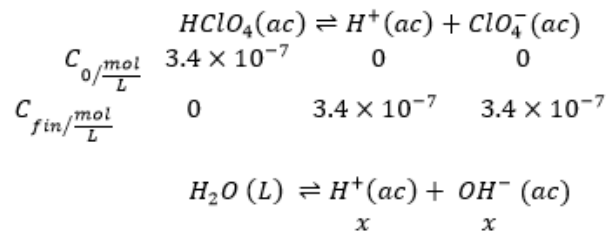
$$\text{pOH} = 3.34$$

$$\text{pH} = 10.66$$

20. Determine el pOH de una solución 3.4×10^{-7} M de ácido perclórico.

Solución

El ácido perclórico es un ácido fuerte, que en solución acuosa se disocia totalmente. En este caso si se considerara sólo el aporte que hace el ácido a la concentración de protones de la solución el pH sería 7, sin embargo este aporte es similar al que hace el agua, por consiguiente no se puede despreciar el aporte de ésta, y el cálculo sería el siguiente:



Protones totales: $3.4 \times 10^{-7} + x$

$$\begin{aligned}
 K_w &= (c_{H^+})(c_{OH^-}) = 1 \times 10^{-14} \\
 K_w &= (3.4 \times 10^{-7} + x)(x) = 1 \times 10^{-14}
 \end{aligned}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado queda:

$$c_{H^+} = 3.6 \times 10^{-7} \frac{mol}{L}$$

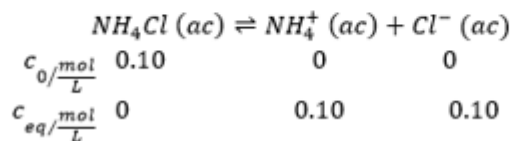
$$pH = 6.44$$

Lo que corresponde a lo esperado, porque esta solución es ácida y muy diluida, por lo tanto su pH debe ser menor que 7.

21. Calcular el pH de una disolución 0.1 M de Cloruro de Amonio.

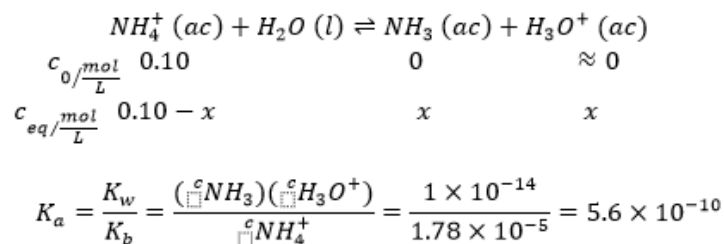
Solución

Al disolverse la sal las concentraciones iniciales en solución, antes de que empiece la reacción de la sal con el agua, son:



Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Al producirse la reacción con el agua:



En este caso, al aplicar el criterio del 5 % de ionización, se comprueba que se puede despreciar x frente a C_0 .

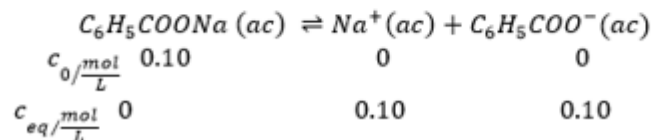
$$K_a = \frac{x^2}{0.10 - x} = 5.6 \times 10^{-10} \quad x = 7.5 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\begin{array}{l}
 c_{\text{H}^+} = 7.5 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\
 \text{pH} = 5.12
 \end{array}$$

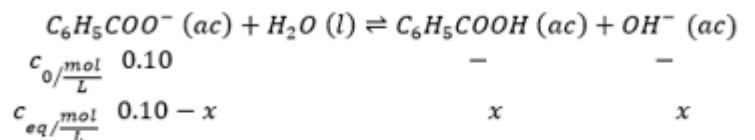
22. Se prepara una disolución 0.1 M de benzoato de sodio. Calcular el pH de la disolución

Solución

Al disolverse la sal las concentraciones iniciales en solución, antes de que empiece la reacción con el agua, son:



Al producirse la reacción con el agua:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{(C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}})(C_{\text{OH}^-})}{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-}} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{6.5 \times 10^{-5}} = 1.54 \times 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.10 - x} = 1.54 \times 10^{-10}$$

Despejando x frente a C_0 :

$$x = 3.92 \times 10^{-6} M = C_{OH^-}$$

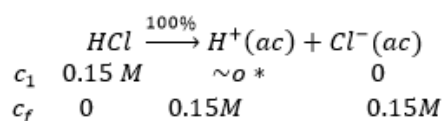
$$pOH = -\log 3.92 \times 10^{-6} = 5.4$$

$$pH = 14 - 5.4 = 8.6$$

23. Calcular el pH y el pOH de: (a) una disolución 0.15 M de HCl, y (b) una disolución 0.2 M de NaOH.

Solución

a) El HCl es un ácido fuerte y por lo tanto se considera completamente disociado:



(*) En realidad, es una solución acuosa de HCl, la concentración total de iones H^+ corresponde a:

$$[H^+]_{total} = [H^+]_{ácido} + [H^+]_{agua}$$

Sin embargo, el agua se encuentra muy poco disociada, de acuerdo a:

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-]$$

Por lo que la $[H^+] = 1 \times 10^{-7} M$, en el agua pura. Esta concentración de iones H^+ que se obtiene por disociación del agua se ve disminuida aún más por el efecto que produce la presencia de iones H^+ provenientes del ácido fuerte.

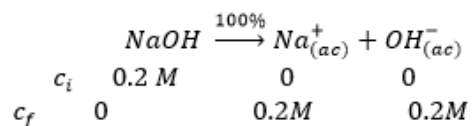
Por lo tanto, la concentración de iones H^+ que aporta el agua es insignificante y no se considera en este ejemplo y en general se omitirá cuando exista una gran diferencia de magnitud entre estas cantidades.

$$[H^+] = 0.15 M$$

$$pH = -\log[H^+] = -(\log 0.15) = -(-0.824)$$

$$pH = 0.82$$

b) El NaOH por ser una base fuerte, también se considera completamente disociada:



Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

La concentración de iones OH^- provenientes del agua también se desprecia, por ser menor a 10^{-7} M , tal como se explicó anteriormente para los iones H^+ . La concentración de OH^- es 0.2 M , luego el pOH:

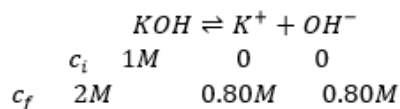
$$\text{pOH} = -(\log 0.2) = -(-0.70) \quad \text{pOH} = 0.70 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.70 = 13.30$$

En este caso también se puede usar el método alternativo descrito en el problema anterior.

24. Calcular el pH y pOH de una disolución de KOH 1 M que está disociada en un 80 %.

Solución

El 80 % del KOH se disocia, es decir de 1 mol/L se disocia 0.80 mol/L y queda sin disociar 0.20 mol/L :



Por lo tanto en esta disolución existe una concentración de OH^- igual a 0.80 M , luego el pOH:

$$\text{pOH} = -(\log 0.80) = -(-0.097) = 0.1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.1 = 13.9$$

25. Calcular el pH de una disolución cuya concentración de iones hidroxilo es: (a) $4.5 \times 10^{-12} \text{ M}$; (b) 0.00316 M ; (c) $2.3 \times 10^{-4} \text{ M}$.

Solución

a) Para calcular el pH de una solución básica se puede usar cualquiera de los siguientes métodos:

Método 1: Calcular primero el pOH aplicando:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pOH} = -(\log 4.5 \times 10^{-12}) = -(-11.35) \quad \text{pOH} = 11.4$$

Para calcular el pH se aplica la relación: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pH} = 14 - 11.4 = 2.6$$

pH: Teoría y 232 Problemas

Método 2: Aplicando el producto iónico del agua, se determina la $[H^+]$

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

$$1 \times 10^{-14} = [H^+] \times (2.5 \times 10^{-12})$$

$$[H^+] = 2.22 \times 10^{-3} M$$

Luego, según la definición de pH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -(\log 2.22 \times 10^{-3}) = -(-2.65)$$

$$pH = 2.6$$

El resultado se aproxima para mantener el número de cifras significativas. Observe que los resultados intermedios se dejaron con una cifra significativa más y que la aproximación se hizo sólo en el resultado final.

b) $[OH^-] = 0.00316 M$

Método 1:

$$pOH = -(\log 0.00316) = -(-2.50) = 2.50 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 2.50 = 11.5$$

Método 2:

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

$$1 \times 10^{-14} = [H^+] \times (0.00316)$$

$$[H^+] = 3.16 \times 10^{-12} M$$

$$pH = -(\log 3.16 \times 10^{-12}) = 11.5$$

c) $[OH^-] = 2.3 \times 10^{-4} M$

Método 1:

$$pOH = -(\log 2.3 \times 10^{-4}) = -(-3.6) = 3.6$$

$$pH = 14 - 3.6 = 10.4$$

Método 2:

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.3 \times 10^{-4}} = 4.35 \times 10^{-11} M$$

$$pH = -\log(4.35 \times 10^{-11}) = 10.4$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

26. Calcular la concentración de iones hidronio e iones hidroxilo de una disolución cuyo pH es 11.5

Solución

Para calcular la concentración de iones H^+ a partir del pH se debe realizar la operatoria completamente al revés:

$$-\log[H^+] = \frac{pH}{(-1)}$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-pH)$$

$$[H^+] = \text{antilog}(-11.5)$$

$$[H^+] = 3.16 \times 10^{-12} M$$

Para calcular la concentración de iones OH^- en la solución se puede escoger cualquiera de los siguientes métodos:

Método 1.

A partir del pH se calcula el pOH:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 11.5 = 2.5 \text{ aplicando antilog}$$

$$[OH^-] = \text{antilog}(-2.5) = 0.00316 M$$

Método 2.

Utilizando el valor para la concentración de iones H^+ calculada en la primera parte y reemplazando en la expresión del producto iónico del agua:

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.16 \times 10^{-12}} = 0.00316 M$$

27. Determine el pH de una disolución que se prepara diluyendo 150 mL de solución 2.5 M de ácido nítrico (HNO₃), a un volumen total de 1 L (PM = 63 g/mol).

Solución

El ácido nítrico es un ácido fuerte, por lo tanto se disocia en un 100 %. Se requiere calcular la concentración de la solución de HNO₃ después de la dilución, para saber la concentración de ácido en la solución diluida y, a partir de ésta, la concentración de H⁺:

Método 1. Usando el factor de dilución

$$\frac{V_f}{V_i} = F_d = \frac{1.000 \text{ mL}}{150 \text{ mL}} = 6.67$$

Como el volumen de solución se aumentó en un factor de 6.67, su concentración disminuyó de acuerdo al mismo factor:

$$C_f = \frac{C_i}{F_d} = \frac{2.5 \text{ M}}{6.67} = 0.375 \text{ M}$$

Método 2. La concentración de la solución diluida se puede determinar usando la expresión:

$$V_i \times N_i = V_f \times N_f$$

$$150 \text{ mL} \times 2.5 \text{ M} = 1.000 \text{ mL} \times x \\ x = 0.375 \text{ M}$$

Una vez conocida la concentración de la solución final, se determina la concentración de iones hidrógeno. Si ésta es 0.375 M y se disocia en un 100 %, entonces la concentración de iones H⁺ en la solución es también 0.375 M, por tratarse de un ácido monoprótico.

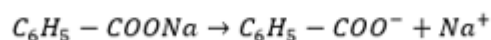
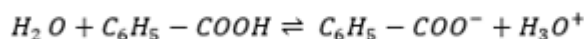
$$\text{pH} = -(\log 0.375) = -(-0.43) = 0.43$$

28. Calcule el pH y el grado de disociación del ácido benzoico en una disolución de 100 mL que contiene 1.22 g de ácido benzoico y 2.88 g de benzoato sódico. ¿Cuál será el pH después de añadir a la disolución anterior 10 mL de ácido clorhídrico 0.1 N?

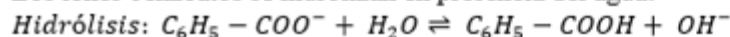
Datos: $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Na = 23

Solución

Las reacciones que tendrán lugar:



Los iones benzoatos se hidrolizan en presencia del agua:



Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Como todo el benzoato sódico está prácticamente disociado en anión benzoato y Na^+ , por efecto del ion común la primera reacción estará desplazada hacia la izquierda, por lo tanto:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}]} \therefore$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^-] \simeq [\text{Sal}]_{\text{inicial}}; [\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}] \simeq [\text{Ácido}]_{\text{inicial}}$$

Despejando en la expresión anterior:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]} ; \text{tomando } -\log \text{ en ambos miembros:}$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} ; \text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Vamos a calcular las concentraciones iniciales de la sal y del ácido, sabiendo que el peso molecular (PM) de $\text{C}_6\text{H}_5^- \text{COONa} = 144$ y PM de $\text{C}_6\text{H}_5^- \text{COOH} = 122$

$$[\text{sal}]_{\text{inicial}} = \frac{2.88\text{g}}{\text{PM } 0.1\text{L}} = \frac{2.88}{144 \times 0.1} = 0.2 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$[\text{ácido}]_{\text{inicial}} = \frac{1.22\text{g}}{\text{PM } 0.1\text{L}} = \frac{1.22}{122 \times 0.1} = 0.1 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

De la primera de las reacciones se obtiene que en el momento del equilibrio la $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha$, siendo c la concentración y α el grado de disociación del ácido benzoico, respectivamente. Luego:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{K_a \times [\text{ácido}]/[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = \frac{K_a}{[\text{sal}]} = 3.15 \times 10^{-4}$$

La adición de 10 mL de HCl 0.1 N a la disolución anterior, no producirá prácticamente variación del pH de la misma, ya que se trata de una disolución amortiguadora o tampón. De todos modos calcularemos el valor de ese pH.

El HCl se neutraliza con los OH^- producidos en la disociación del ion benzoato. El volumen total es ahora: $0.1\text{ l} + 0.01\text{ l} = 0.11$ litros.

El número de moles de

$$\text{HCl} = \frac{0.1\text{moles}}{1 \times 0.01\text{L}} = 10^{-3}\text{moles}$$

El número de moles de

$$\text{sal} = \frac{0.2\text{moles}}{1 \times 0.01\text{L}} = 2 \times 10^{-2}\text{moles}$$

pH: Teoría y 232 Problemas

La neutralización se realiza mol a mol, gastándose en última instancia 1 mol de sal por cada mol de ácido.

PM $0.11 \text{ L} \times 0.1$ sustituyendo estos valores en la expresión anterior del pH:

pH = 0.1 moles/L

Luego, el número de moles de sal que quedan: $2 \times 10^{-2} - 10^{-3} = 1.9 \times 10^{-2}$.

$$[sal] = \frac{1.9 \times 10^{-2} \text{ moles}}{0.11 \text{ L}} = 0.173 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$[\text{ácido}] = \frac{0.1 \text{ moles/L} \times 0.1 \text{ L}}{0.11 \text{ L}} = 0.091 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Luego:

$$pH = -\log 6.3 \times 10^{-5} + \log \frac{0.173}{0.091} = 4.48$$

Que sólo es más bajo dos centésimas que el de la disolución sin HCl.

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

29. Calcule el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido nitroso, en una disolución obtenida al disolver 0.47 gramos de dicho ácido en 100 mL de agua. ¿Cuántos gramos de hidróxido sódico se necesitarán para neutralizar 25 mL de la disolución anterior?

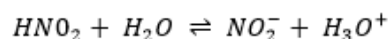
Datos: $K_a = 5.0 \times 10^{-4}$; Masas atómicas: N=14, O=16, H=1, Na=23. Se trata de calcular el pH y el α de un ácido débil, el HNO_2 .

Solución 1

Calculo de pH

$$\text{Molaridad del HNO}_2 = \frac{0.47/47}{0.1} = 0.1 \text{ M} \quad \text{PM(HNO}_2) = 47$$

La reacción de disociación del HNO_2 será:



conc. inicial 0.1 M

conc. equilibrio 0.1(1 - α) 0.1 α 0.1 α

$$K_a = 5 \times 10^{-4} = \frac{(0.1\alpha)(0.1\alpha)}{0.1(1 - \alpha)} ; \alpha = 0.071$$

Al ser $[\text{H}^+] = 0.1\alpha = 0.1 \times 0.071 = 7.1 \times 10^{-3} \text{ M}$, el pH será:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.15$$

Solución 2

Dado que el HNO_2 (ácido nitroso) es un ácido débil, aplicamos la fórmula:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{HNO}_2]}$$

Sustituyendo:

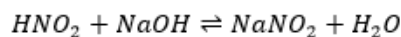
$$[\text{H}^+] = ((5.0 \times 10^{-4}) (0.1 \text{ M}))^{1/2} = 7.07 \times 10^{-3}$$

Ahora, aplicando la fórmula: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

$$\text{pH} = -\log (7.07 \times 10^{-3}) = 2.15$$

b) Neutralización

La reacción que tiene lugar es:



Utilizando los moles

$$\text{moles}_{\text{HNO}_2} = M \times \text{vol}(L) = 0.125 \times 10^{-3} = 25 \times 10^{-4} = \text{moles}_{\text{NaOH}}$$

Al ser el peso molecular del NaOH= 40 g/mol

$$\text{grNaOH} = \text{moles}_{\text{NaOH}} \times \text{PM} = 25 \times 10^{-4} \times 40 = 0.1\text{g NaOH}$$

Utilizando los gramos

PM HNO₂ = 47 g/mol

PM NaOH = 40 g/mol

Si en 100 mL tenemos 0.47 g de HNO₂, en 25 mL ¿cuántos gramos de HNO₂ hay disueltos?

100 mL - 0.47 g

25 mL - x

$$x = 0.1175 \text{ g}$$

Ahora, sólo planteamos la relación estequiométrica:

Sabiendo que la relación es de un mol a un mol, 47 g de HNO₂ reaccionan con 40 g de NaOH, ¿cuántos g de NaOH serán necesarios para neutralizar 0.1175 g de HNO₂?

47 g - 40 g

0.1175 g - x

$$x = 0.1 \text{ g NaOH}$$

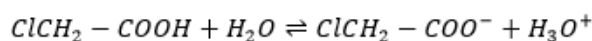
Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

30. El ácido cloroacético ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$) en concentración 0.01M y a 25 °C se encuentra disociado en un 31 %. Calcule:

- a) La constante de disociación de dicho ácido.
b) El pH de la disolución.

Solución

Se trata de un ácido débil, que al disociarse dará lugar a un equilibrio del tipo:



Conc. inicial 10^{-2}

$$\text{conc. equilibrio } 10^{-2} - 10^{-2} \times \frac{31}{100} \quad 10^{-2} \times \frac{31}{100} \quad 10^{-2} \times \frac{31}{100}$$

- a) En el equilibrio se cumple que:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2 - \text{COOH}]} = \frac{3.1 \times 10^{-3} \times 3.1 \times 10^{-3}}{10^{-2} - 3.1 \times 10^{-3}} = 1.39 \times 10^{-3}$$

- b) Al ser $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.1 \times 10^{-3}$ tendremos que:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3.1 \times 10^{-3} = 2.50$$

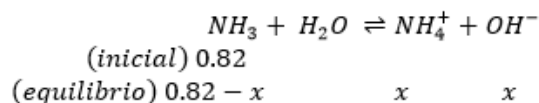
31. Se añaden 7 g de amoníaco en la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El pH de la disolución resultante
b) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0.1 N se necesitará para neutralizar a 250 mL de la disolución anterior?

Datos: Constante de ionización del amoníaco: 1.5×10^{-5} . Masas atómicas: N = 14; H = 1

Solución

- a) La Molaridad del NH_3 será $(7/17) / 0.5 = 0.82$ M. Al agregar el NH_3 al H_2O :



$$1.5 \times 10^{-5} = K_d = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \times x}{0.82 - x} \simeq \frac{x^2}{0.82}; x = 3.5 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{esto es así porque: } K_a \leq 10^{-5} \Rightarrow 0.82 - x \simeq 0.82$$

$$pOH = -\log 3.5 \times 10^{-3} = 2.45; pH = 14 - pOH = 14 - 2.45 = 11.55$$



Al ser una neutralización el no. equivalente $\text{NH}_4\text{OH} = \text{no. Equivalente HCl}$. Además $\text{NNH}_4\text{OH} = \text{MNH}_4\text{OH} = 0.82$ ya que su valencia es 1.

$$N_{\text{NH}_4\text{OH}} \times V_{\text{NH}_4\text{OH}} = N_{\text{HCl}} \times V_{\text{Cl}}$$

$$0.82 \times 250 = 0.1 \times V_{\text{HCl}}; V_{\text{HCl}} = 2050 \text{ mL}$$

32. Calculamos la Normalidad de la disolución de H_2SO_4 al ser:

Solución

$$M = \frac{N}{\text{valencia}}; 0.05 = \frac{N}{2}; N = 0.1 \text{ equivalentes de } \frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ disolución}}$$

Como en toda reacción de neutralización tiene que cumplirse que el número de equivalentes de ácido sea igual al de la base:

$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

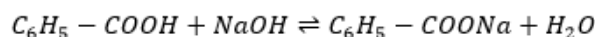
$$\text{Sustituyendo } 15 \times 0.1 = V_b \times 0.15 \Rightarrow V_b = 100 \text{ mL de la disolución de KOH}$$

33. Una muestra de ácido benzoico $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$, que pesa 1.847 g se neutraliza exactamente con 20 mL de una disolución de hidróxido sódico. ¿Cuál es la normalidad de ésta última?

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Solución

La reacción de neutralización que tiene lugar es:



En la reacción de neutralización se observa que la reacción es mol a mol, por lo que, teniendo en cuenta que el Peso Molecular de NaOH es 40 g/mol y el de $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ es 122 g/mol:

$$g \text{ NaOH} = \frac{1.847 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}}{122 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}} \times 40 \text{ g NaOH} = 0.606 \text{ g de NaOH}$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Luego la normalidad de NaOH será:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equivalentes gramos de sosa}}{\text{Volumen (L) disolución}} = \frac{\text{g/PM sosa} \times \text{valencia}}{\text{Volumen}}$$

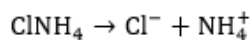
$$N = \frac{0.6/40 \times 1}{20 \times 10^{-3}} = 0.75 \frac{\text{equivalentes gramo NaOH}}{\text{Litro disolución}}$$

**34. La constante de disociación del NH_4OH , vale $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ y $K_w = 10^{-14}$.
Calcular:**

- a) La $[\text{H}^+]$ de una disolución de ClNH_4 , 1.8 M.
b) Calcular el pH de esta disolución.

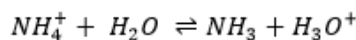
Solución

- a) La ecuación de disociación del ClNH_4 será:



Por tanto: $[\text{ClNH}_4] = [\text{NH}_4^+] = 1.8 \text{ M}$

El NH_4^+ se hidroliza según:



(equilibrio) $1.8(1 - \alpha_h)$ $1.8\alpha_h$ $1.8\alpha_h$

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3]} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.56 \times 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1.8^2 \times \alpha_h^2}{1.8(1 - \alpha_h)}$$

Considerando $\alpha_h \ll 1$ será $1 - \alpha_h \simeq 1$, y quedaría:

$$K_h = 5.56 \times 10^{-10} = \frac{1.8^2 \times \alpha_h^2}{1.8}; \text{ despejando:}$$

$$\alpha_h = \sqrt{\frac{5.56 \times 10^{-10}}{1.8}} = \sqrt{2.09 \times 10^{-10}} = 1.76 \times 10^{-5}$$

Ahora la $[H^+]$ será $= 1.8 \times 1.76 \times 10^{-5} = 3.17 \times 10^{-5} M$

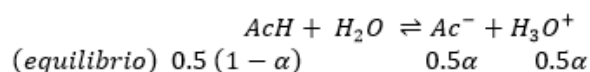
b) Al ser $[H^+] = 3.17 \times 10^{-5}$ entonces $pH = -\log 3.17 \times 10^{-5} = 4.5$

35. El ácido acético es un ácido débil. Su constante de disociación es aproximadamente 2×10^{-5} . Calcular:

- El pH de una disolución de dicho ácido 0.5 M.
- El pH de una disolución amortiguadora 0.5 M de ácido acético y 0.5 M de acetato sódico.
- Explicar el efecto que ha ejercido la sal sobre el valor del pH.

Solución

- a) El equilibrio que tendrá lugar será:

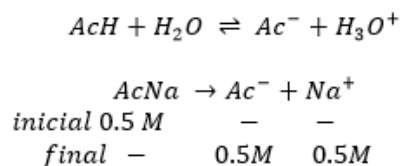


$$K_a = \frac{[Ac^-][H_3O^+]}{[AcH]} = \frac{0.5^2 \times \alpha^2}{0.5(1-\alpha)} = 2 \times 10^{-5}; \alpha = 6.325 \times 10^{-3}$$

por lo que $[H_3O^+] = 0.5\alpha = 3.162 \times 10^{-3} M$, luego:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 3.162 \times 10^{-3} = 3 - \log 3.162 = 2.5$$

- b) Las reacciones que tendremos que tener en cuenta serán:



Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

El equilibrio de disociación del ácido estará prácticamente desplazado hacia la izquierda por efecto del ion común Ac^- . Luego podremos aproximar:

$$[\text{AcH}] \simeq [\text{Ácido}]_{\text{inicial}} = 0.5M ; [\text{Ac}^-] \simeq [\text{Base}]_{\text{inicial}} = 0.5M$$

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AcH}]} \simeq \frac{[\text{Sal}]_{\text{inicial}}[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Ácido}]_{\text{inicial}}} = \frac{0.5 \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{0.5}$$

$$\text{entonces } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-5} M ;$$

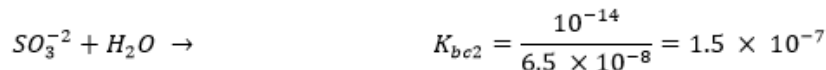
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 \times 10^{-5} = 5 - \log 2 = 4.7$$

- c) La sal ha aumentado el valor del pH de 2.5 a 4.7, al desplazar el equilibrio de disociación del ácido hacia la izquierda (menor cantidad de protones producidos), como consecuencia del ion común Ac^- .

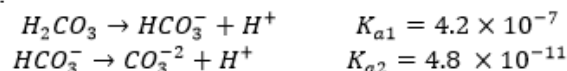
36. Para el ácido sulfuroso H_2SO_3 : $K_{a1} = 1.7 \times 10^{-2}$, $K_{a2} = 6.5 \times 10^{-8}$. Para el ácido carbónico H_2CO_3 : $K_{a1} = 4.2 \times 10^{-7}$, $K_{a2} = 4.8 \times 10^{-11}$. Usando las constantes de acidez calcule K_b para los aniones bicarbonato y bisulfito (HCO_3^- , HSO_3^-), por un lado, y carbonato y sulfito (CO_3^{2-} , SO_3^{2-}), por otro. En una reacción ácido-base entre los iones bicarbonato y bisulfito, ¿Cuál cederá protones y cuál los aceptará? ¿Cuánto vale la constante de equilibrio de esa reacción?

Solución

Tenemos que para el ácido sulfuroso:

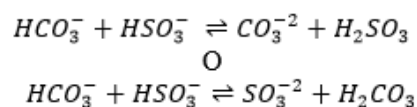


Y para el carbónico:

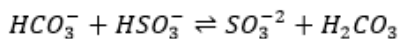


pH: Teoría y 232 Problemas

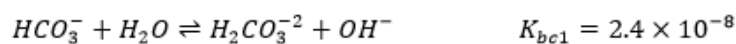
Si se mezclan HCO_3^- y HSO_3^- se puede llegar a:



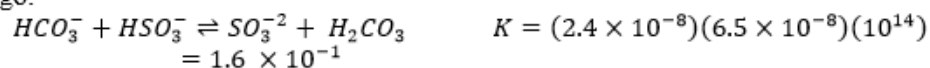
La solución correcta es la primera ya que por un lado K_{bc1} del HCO_3^- es mayor que K_{bc1} del HSO_3^- . Y además K_{a2} del H_2SO_3 es mayor que K_{a2} del H_2CO_3 . El bicarbonato captura el protón que cede el bisulfito.



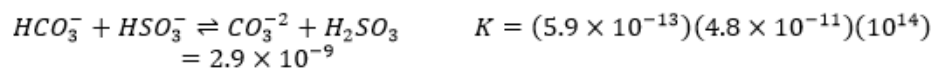
Para llegar a esa reacción hay que sumar las siguientes reacciones:



Luego:



Para la otra posibilidad tendríamos:



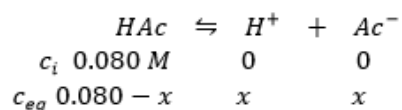
Una constante menor que conlleva menor energía libre y por tanto un proceso menos favorecido que el anterior.

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

37. Calcule el porcentaje de disociación y el pH de una disolución 0.080 M de ácido acético. La constante de disociación K_a es 1.8×10^{-5} a 25°C .

Solución

Para mayor comodidad, de aquí en adelante se usará una abreviatura para la fórmula del ácido acético: HAc, donde Ac^- representa el ion acetato (CH_3COO^-). Como el HAc es un ácido débil, no se disocia en un 100% y por tanto la cantidad disociada se representará por x . Entonces la ecuación para la disociación del ácido acético es:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.080}$$

Donde $x = 0.0012$

Si no se hubiera hecho la aproximación anterior, x no habría resultado exactamente igual, pero de magnitud semejante, por lo tanto comparando el valor obtenido para x con la concentración inicial, se puede establecer que no se comete un error significativo al desprestigiar el término x en el denominador de la expresión de equilibrio. Para comparar, se procederá a hacer el cálculo sin desprestigiar x en el denominador:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.080 - x}$$

$$1.44 \times 10^{-6} - 1.8 \times 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 + 1.8 \times 10^{-5}x - 1.44 \times 10^{-6} = 0$$

Al desarrollar la ecuación para resolver esta expresión de segundo grado se puede observar que algunos términos se van eliminando solos, por ser de magnitudes muy diferentes:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{3.24 \times 10^{-10} - 5.76 \times 10^{-6}}}{2}$$

pH: Teoría y 232 Problemas

El término 3.24×10^{-10} no contribuye significativamente a la suma de la cantidad sub-radical:

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{5.76 \times 10^{-6}}}{2}$$

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm 0.0024}{2}$$

El valor 1.8×10^{-5} influye muy poco con respecto a 0.0024. Desechando el resultado negativo de x , se obtiene $x = 0.00119$ que comparado con el valor obtenido despreciando x del denominador, se puede ver que son casi iguales.

Una vez conocido el valor de $x = 0.0012$, se calcula el porcentaje de disociación y el pH. Como el valor x calculado representa la $[H^+]$ final obtenida a partir de la disociación de una solución de HAc de concentración 0.08 M, se puede expresar esta relación en forma porcentual:

$$\frac{0.0012 \text{ M}}{0.08 \text{ M}} = \frac{x \%}{100 \%}$$

$$\% \text{ disoc} = \frac{0.0012}{0.080} \times 100 = 1.5 \%$$

Cálculo del pH:

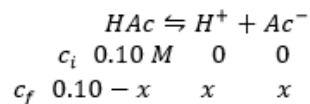
$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(0.0012) = 2.92$$

38. Calcule el grado de disociación de soluciones 0.10 M y 1.0 M de ácido acético. $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.

Solución

Se plantean separadamente los dos equilibrios: Para $[HAc] = 0.10 \text{ M}$



Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} = \frac{x^2}{0.10 - x} = \frac{x^2}{0.10}$$

Despejando

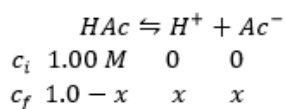
$$x = 1.34 \times 10^{-3}$$

Considerando que

$$c_i = 0.10 \text{ M}$$

$$\%disoc = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.34 \%$$

Para [HAc]= 1.0 M



Reemplazando en la expresión de equilibrio:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1.0}$$

$$x = 0.00424$$

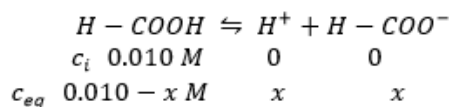
$$\%disoc. = \frac{0.00424}{1.0} \times 100 = 0.42\%$$

Este ejemplo nos permite verificar que para un electrolito débil, el porcentaje de disociación depende de la concentración: A mayor concentración, menor porcentaje de disociación.

39. Calcular la concentración de ion H^+ y el pH de una solución 0.010 M de ácido fórmico $H\text{-COOH}$. $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$.

Solución

Planteando la ecuación de disociación:



Reemplazando en la expresión de equilibrio:

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

$$1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

Despreciando x del denominador:

$$1.8 \times 10^{-6} = x^2$$

$$x = 0.00134$$

Este valor de x obtenido es aproximadamente el 10% de la concentración inicial, lo que significa que fue un error eliminar el término x de la expresión de equilibrio, ya que la cantidad de ácido disociado no es tan pequeña.

Es fácil entender que se debe resolver la ecuación cuadrática original, pero se plantea una cuestión importante: ¿Cómo saber cuándo se debe eliminar el término x del denominador? Cada vez que eliminamos el término en forma equivocada, aunque se rectifique y se vuelva a hacer el cálculo en forma correcta, se pierde el objetivo de la aproximación, que era hacer más rápida y menos engorrosa la operatoria matemática.

La magnitud de la disociación depende del valor de la constante de disociación K_a ó K_b , pero también depende de la concentración inicial del ácido o la base débil. En términos muy generales se puede hacer la aproximación $c_{eq} = c_i$, es decir, despreciar el valor de x para el ácido o la base cuando

$$\frac{c_i}{K_{dis}} \geq 10^3$$

Donde K_{dis} representa K_a ó K_b , según sea el caso.

En este ejemplo:

$$\frac{c_i}{K_a} = \frac{0.01}{1.8 \times 10^{-4}} = 55.6$$

Volviendo atrás para resolver la ecuación de segundo grado:

$$1.8 \times 10^{-6} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

$$x^2 + 1.8 \times 10^{-4}x - 1.8 \times 10^{-6} = 0$$

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-4} \pm \sqrt{3.24 \times 10^{-8} + 7.2 \times 10^{-6}}}{2}$$

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-4} + 0.00269}{2}$$

Desechando el valor negativo, se obtiene $x = 0.00125$

Si se compara con los resultados del problema anterior, se puede apreciar que en este caso hay una diferencia apreciable entre los valores obtenidos para x con o sin aproximación.

$$[H^+] = x = 0.00125$$

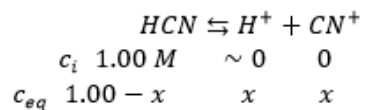
$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(0.00125) = -(-2.90) = 2.90$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

40. Calcular el porcentaje de disociación y el pH de una disolución 1.00 M de ácido cianhídrico, HCN. La constante de disociación, K_a del HCN es 4.8×10^{-10} .

Solución



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$4.8 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{1.0 - x}$$

$$x = 2.19 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = x = 2.19 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 2.19 \times 10^{-5} = 4.66$$

$$\%disoc = \frac{2.19 \times 10^{-5}}{1.0} \times 100 = 0.0022 \%$$

41. a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13? b) Calcule los mL de una disolución 0.2 M de ácido clorhídrico que serán necesarios para neutralizar 50 mL de la disolución anterior de hidróxido de potasio.

Datos: Masas atómicas: K= 39.1; O= 16; H= 1 $M_{\text{KOH}} = 56.1 \text{ g/mol}$

Solución

$$\text{a) } pH = 13 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-13} \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1} M$$

Como el hidróxido de potasio es una base fuerte estará totalmente disociada y como en su disociación se produce: $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$, la concentración de KOH será igual a la concentración de OH^- .

$$250 \text{ mL disolución} \times \frac{0.1 \text{ moles KOH}}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{56.1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ KOH}}{1 \text{ moles KOH}} = 1.4 \text{ g KOH}$$

- b) La reacción que tiene lugar es: $KOH + HCl \rightleftharpoons KCl + H_2O$

$$\begin{aligned} 50 \text{ mL Disolución KOH} &\times \frac{0.1 \text{ moles KOH}}{1000 \text{ mL Disolución KOH}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} \\ &\times \frac{1000 \text{ mL Disolución HCl}}{0.2 \text{ moles HCl}} \\ &= 25 \text{ mL Disolución HCl} \end{aligned}$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

42. Se prepara una disolución disolviendo 4 g de NaOH en 250 mL de agua.

- Calcula el pH de la disolución.
- Si ahora se diluye la disolución anterior hasta 2000 mL, ¿cuál será el nuevo pH?
- Si ahora se le añade 500 mL de disolución 0.5 M de ácido sulfúrico, ¿cuál es el pH de la disolución resultante?
- Calcula el volumen de disolución 0.1 M de ácido sulfúrico necesario para neutralizar 50 mL de la disolución inicial.

Solución

- Si se disuelven 4 g de NaOH en 250 mL de H₂O la concentración de la disolución resultante, considerando que no existe variación apreciable de volumen, es:

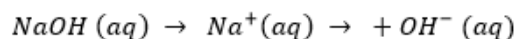
$$\frac{4 \text{ g NaOH}}{0.250 \text{ L disolución}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.4M$$

O

PM - 1M – 1000 mL

40g	-	1M	0.1M	-	250mL
4g	-	x1= 0.1M	x2=0.4M	-	1000mL

El hidróxido de sodio (NaOH), es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



$$pOH = -\log(0.4) = 0.398$$

$$pH = 14 - pOH \rightarrow pH = 13.601$$

- Si se diluye la disolución anterior hasta un volumen final de 200 mL la nueva concentración de la disolución resultante es:

$$\frac{4 \text{ g NaOH}}{2 \text{ L disolución}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.05 M$$

O

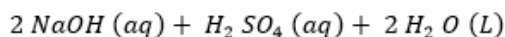
$$C_2 = \frac{V_1 C_1}{V} = \frac{250 \text{ mL} \times 0.4 M}{2000 \text{ mL}} = 0.05 M$$

El pOH y pH de la solución es:

$$pOH = -\log(0.05) = 1.30$$

$$pH = 14 - pOH \rightarrow pH = 12.70$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $NaOH$ y H_2SO_4 es:



El número de mmoles de cada una de las sustancias:

$$4 \text{ g } NaOH \frac{1 \text{ mol } NaOH}{40 \text{ g } NaOH} \frac{10^3 \text{ mmol } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} = 100 \text{ mmol } NaOH$$

$$500 \text{ mL } H_2SO_4 \ 0.5 \text{ M} \frac{0.5 \text{ mL } H_2 SO_4}{1 \text{ mL } H_2 SO_4 \ 0.5 \text{ M}} = 250 \text{ mmol } H_2 SO_4$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ mmol } NaOH \\ 250 \text{ mmol } H_2 SO_4 \end{array} \right\} \frac{100 \text{ mmol } NaOH}{250 \text{ mmol } H_2 SO_4} = 0.4$$

Como la relación molar es < 2 quiere decir que sobra H_2SO_4 por lo que $NaOH$ es el reactivo limitante.

c) Relacionando $NaOH$ con $H_2 SO_4$:

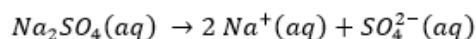
$$100 \text{ mmol } NaOH \frac{1 \text{ mmol } H_2SO_4}{2 \text{ mmol } NaOH} = 50 \text{ mmol } H_2SO_4$$

$$250 \text{ mmol } H_2 SO_4 \text{ (inicial)} - 50 \text{ mmol } H_2 SO_4 \text{ (gastado)} \\ = 200 \text{ mmol } H_2 SO_4 \text{ (sobrante)}$$

La concentración de la disolución resultante, considerando volúmenes aditivos, es:

$$\frac{200 \text{ mmol } H_2 SO_4}{(500 + 2000) \text{ mL disolución}} = 0.08 \text{ M}$$

El sulfato de sodio formado Na_2SO_4 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

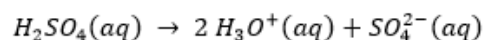


Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

El ion Na^+ no se hidroliza ya que se procede del $NaOH$ (base fuerte).

El ion SO_4^{2-} no se hidroliza ya que se procede del H_2SO_4 (ácido fuerte).

El pH del medio se debe a la disolución de H_2SO_4 sobrante. El H_2SO_4 , es un ácido fuerte, que en disolución acuosa se puede considerar que disocia totalmente de la siguiente forma:



De acuerdo con la ecuación anterior, la concentración de H_3O^+ de la disolución resultante es:

$$[H_3O^+] = \frac{0.08 \text{ mol } H_2SO_4}{L \text{ disolución}} \frac{2 \text{ mol } H_3O^+}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0.16 \text{ M}$$

$$pH = -\log(0.16) = 0.80$$

d) Relacionando la disolución inicial de $NaOH$ 0.4 M con H_2SO_4 :

$$50 \text{ mL } NaOH \text{ 0.4 M} \frac{0.4 \text{ mmol } NaOH}{1 \text{ mL } NaOH \text{ 0.4 M}} \frac{1 \text{ mmol } H_2SO_4}{2 \text{ mmol } NaOH} = 10 \text{ mmol } H_2SO_4$$

Como se neutraliza con disolución de H_2SO_4 0.1 M:

$$10 \text{ mmol } H_2SO_4 \frac{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 0.1 M}}{0.1 \text{ mmol } H_2SO_4} = 100 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ 0.1 M}$$

43. Se tiene amoníaco del 25% de riqueza y densidad 0.91 g/mL. Calcula:

- El volumen del mismo para preparar 1 L de disolución 0.2 M.
 - El pH de esta nueva disolución.
 - El pH de una disolución preparada con 0.5 g de cloruro de amonio y 250 mL de una disolución de amoníaco 0.01 M.
- Datos: $K_b [NH_3] = 1.8 \times 10^{-5}$.

Solución

a) Para preparar 1 L de NH_3 0.2 M:

$$1 \text{ L } NH_3 \text{ 0.2 M} \frac{0.2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ L } NH_3 \text{ 0.2 M}} \frac{17 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 3.4 \text{ g } NH_3$$

O

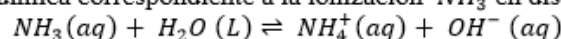
25% = 25 gr en 100 mL

PM - 1M - 1L

$$\begin{array}{rcl} 17.031\text{g} & - & 1\text{M} \\ \times 1 = 3.4\text{g} & - & 0.2\text{M} \end{array}$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 25%:

$$3.4 \text{ g NH}_3 \frac{100 \text{ g NH}_3 \text{ 25\%}}{25 \text{ g NH}_3} \frac{1 \text{ mL NH}_3 \text{ 25\%}}{0.91 \text{ g NH}_3 \text{ 25\%}} = 15 \text{ mL NH}_3$$

b) La ecuación química correspondiente a la ionización NH_3 en disolución acuosa es:

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = (\text{OH}^-) \times \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-] = c - x$$

Siendo c la concentración inicial de NH_3 ,

La expresión de la constante queda como:

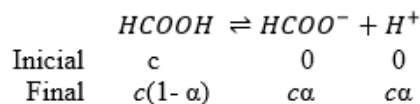
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

44. Una disolución acuosa de ácido metanoico (fórmico), cuya constante de disociación es $K_d = 1.77 \times 10^{-4}$, tiene un grado de disociación $\alpha = 0.0412$. Calcule:

- ¿Cuál es la concentración molar de dicho ácido?
- ¿Cuál es el pH de dicha disolución?
- ¿Cuántos mililitros de ácido fórmico o metanoico 1 M habría que tomar para preparar 100 mL de la disolución original?

Solución

El equilibrio de disociación del ácido fórmico:



$$\text{a) } K_d = 1.77 \times 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} \Rightarrow c = 0.1\text{M}$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

b) ¿Cuál es el pH de dicha disolución?

$$pH = -\log [H^+] = -\log ca = -\log 0.1 \times 0.042 = 2.39 \text{ g}$$

c) ¿Cuántos mililitros de ácido fórmico o metanoico 1 M habría que tomar para preparar 100 mL de la disolución original?

En 100 mL 0.1 M hay 10^{-2} moles de HCOOH. Estos 10^{-2} moles en una disolución 1 M (1 mol de HCOOH en cada litro de disolución) se encuentran en 10^{-2} litros, es decir en 10 cc de disolución 1 M y 90 cc de agua.

45. ¿Qué concentración debe tener una solución de amoníaco para que su pH sea 10.35?

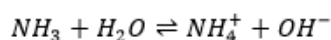
Datos: $x = 3.4 \times 10^{-7} + 14$

Solución

Si el pH es 10.35

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10.35 = 3.65$$

$$C_{OH^-} = 10^{-3.65} = 2.24 \times 10^{-4} M$$



$$\begin{array}{cccc}
 c_{0/mol/L} & x & 0 & \approx 0 \\
 c_{eq/mol/L} & x - 2.24 \times 10^{-4} & 2.24 \times 10^{-4} & 2.24 \times 10^{-4}
 \end{array}$$

$$K_b = \frac{[C_{OH^-}][C_{NH_4^+}]}{C_{NH_3}} = 1.78 \times 10^{-5}$$

Al resolver la ecuación:

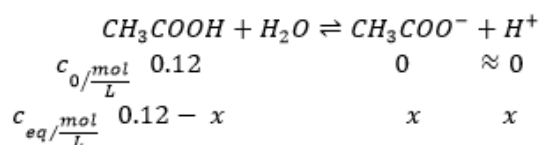
$$1.78 \times 10^{-5} = \frac{(2.24 \times 10^{-4})^2}{x - 2.24 \times 10^{-4}}$$

Despejando x

$$x = 3.04 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

46. Calcular el porcentaje de ácido disociado en una solución 0.12 M de ácido acético.

Solución



$$K_a = \frac{(C_{CH_3COO^-})(C_{H^+})}{C_{CH_3COOH}} = 1.78 \times 10^{-5}$$

$$1.78 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.12 - x}$$

Reemplazando en la expresión para K_a , despreciando x frente a C_0 y despejando tenemos:

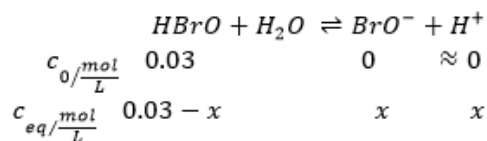
$$C_{H^+} = \sqrt{(1.78 \times 10^{-5})(0.12)} = 1.46 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

$$\frac{0.12 \frac{mol}{L}}{100 \%} = \frac{1.46 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}}{x}$$

$$x = 1.22 \% \text{ de disociación}$$

47. El ácido hipobromoso tiene una concentración de 0.03 M. Calcule: la concentración de ión hipobromito (BrO^-)

Solución



$$K_a = \frac{(C_{BrO^-})(C_{H^+})}{C_{HBrO}} = 2.5 \times 10^{-9}$$

$$2.5 \times 10^{-9} = \frac{x^2}{0.03 - x}$$

Reemplazando en la expresión para K_a , despreciando x frente a C_0 y despejando tenemos:

$$\frac{0.03 \frac{mol}{L}}{100 \%} = \frac{(0.03 - 8.66 \times 10^{-6}) \frac{mol}{L}}{x}$$

$$x = 99.97\% \text{ de ácido sin disociar}$$

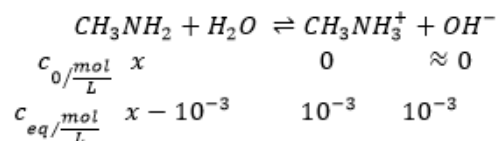
48. ¿Qué concentración de metilamina CH_3NH_2 , será necesaria para obtener una disolución de $pH = 11$, si la constante de ionización de la metilamina vale 4.4×10^{-4} ?

Solución

$$pH = 11; \quad pOH = 3$$

$$C_{OH^-} = \text{antilog de } -pOH = 10^{-3}$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez



$$K_b = \frac{(C_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+})(C_{\text{OH}^-})}{C_{\text{CH}_3\text{NH}_2}} = 4.4 \times 10^{-4}$$

Al resolver la ecuación

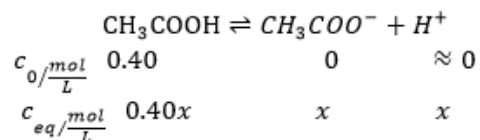
$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{(10^{-3})^2}{x - 10^{-3}}$$

$$x = 3.27 \times 10^{-3}$$

49. Determine la concentración de iones acetato que habrá en una disolución 0.040 M de ácido acético y determine el pH de la solución.

Solución

a)



$$K_a = \frac{(C_{\text{CH}_3\text{COO}^-})(C_{\text{H}^+})}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 1.75 \times 10^{-5}$$

$$1.78 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.40 - x}$$

Reemplazando en la expresión para K_a , despreciando x frente a C_0 y despejando tenemos:

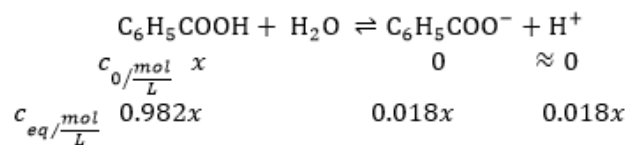
$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \sqrt{(1.78 \times 10^{-5})(0.40)} = 2.66 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Determine el pH de la solución.

$$\begin{aligned}
 C_{\text{H}^+} &= 2.66 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\
 \text{pH} &= -\log 2.66 \times 10^{-3} = 2.57
 \end{aligned}$$

50. ¿Cuál es la concentración de ácido benzoico y el pH de una disolución en la que el ácido está ionizado en un 1.8 %? Determine el pH de la solución.

Solución



$$K_a = \frac{(C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-})(C_{\text{H}^+})}{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}} = 6.5 \times 10^{-5}$$

$$6.5 \times 10^{-5} = \frac{(0.018x)^2}{0.982x}$$

Reemplazando en la expresión para K_a y despejando tenemos:

$$C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = 0.197 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Determine el pH de la solución.

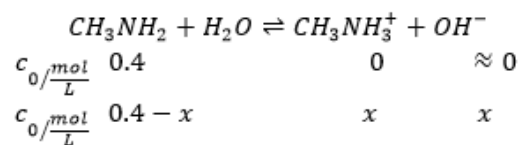
$$C_{\text{H}^+} = (0.197)(0.018) = 3.55 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log 3.55 \times 10^{-3} = 2.45$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

51. Determine el porcentaje de ionización en una disolución de metilamina 0.4 M.

Solución



$$K_b = \frac{(C_{CH_3NH_3^+})(C_{OH^-})}{C_{CH_3NH_2}} = 4.4 \times 10^{-4}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.4 - x}$$

$$x = 1.30 \times 10^{-2}$$

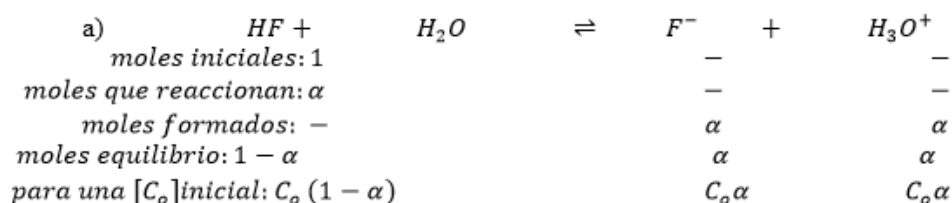
$$\frac{0.4 \frac{mol}{L}}{100} = \frac{1.30 \times 10^{-2}}{x}$$

$$x = 3.25 \% \text{ de ionización}$$

52. El fluoruro de hidrógeno (HF) es un ácido que en disolución 0.1 M se disocia en un 10%. Calcule:

- El pH de la disolución.
 - El valor de la constante de disociación K_b de la base conjugada de dicho ácido.
- $\alpha = 10\% \rightarrow \alpha = 0.10$

Solución



$$[H_3O^+] = C_o \alpha = 0.1 M \times 0.10 = 0.01 M$$

$$pH = -\log(0.01) = 2$$

b)

$$K_a = \frac{[F^-] \times [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{C_o \alpha \times C_o \alpha}{C_o (1 - \alpha)} = \frac{C_o \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.1 \times 0.1^2}{1 - 0.10} = 1.1 \times 10^{-3}$$

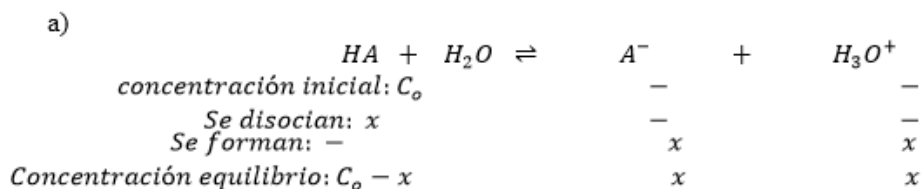
$$K_a \times K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.1 \times 10^{-3}} = 9.1 \times 10^{-12}$$

53. Cuando se disuelven en agua 2.5 g de ácido "HA" hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es igual a 4. Sabiendo que la masa molecular del ácido es 52.5 g/mol.

a) Calcule la constante de disociación.

b) Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para preparar esta disolución.

Solución



$$2.5 \text{ g HA} \times \frac{1 \text{ mol HA}}{52.5 \text{ g HA}} = 0.048 \text{ moles HA}$$

$$C_o = \frac{0.048 \text{ moles HA}}{0.25 \text{ L Disolución}} = 0.192 M$$

Como el $pH = 4 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-4} = x$

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{(10^{-4})^2}{0.192 - 10^{-4}} = \frac{10^{-8}}{0.1919} = 5.21 \times 10^{-8}$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

- b) Materiales: balanza, vidrio de reloj, espátula, matraz aforado de 250 mL, embudo, frasco lavador con agua destilada y cuentagotas.

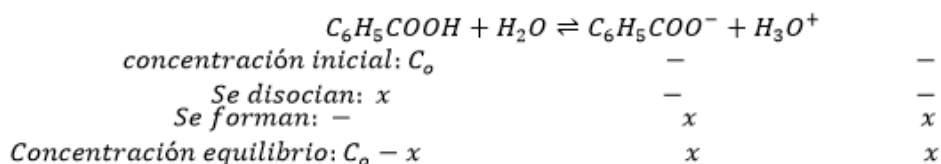
Procedimiento: Se añade al vidrio de reloj la cantidad de ácido requerida. Se echa el sólido con la ayuda de un embudo en el matraz aforado y se le añade agua destilada empleando el frasco lavador y se disuelve el ácido, después se enrasa con agua destilada. Para facilitar el enrase se utiliza el cuentagotas para añadir las últimas gotas de agua.

54. Se dispone de una disolución 0.25 M de ácido benzoico (C_6H_5COOH). La concentración de iones hidronio en esta disolución es $[H_3O^+] = 4 \times 10^{-3}$ M. Calcule:

- a) La constante de acidez del ácido benzoico.
b) El grado de disociación de la disolución de ácido benzoico.

Solución

a)



$$K_a = \frac{C_6H_5COO^- \times [H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{(4 \times 10^{-3})^2}{0.25 - 4 \times 10^{-4}} = 6.5 \times 10^{-5}$$

b) $\alpha = \frac{\text{concentración del ácido disociado}}{\text{concentración inicial del ácido}} = \frac{x}{C_o}$

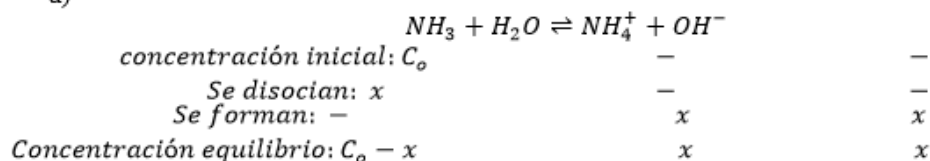
$$\alpha = \frac{4 \times 10^{-3}}{0.25} = 0.016 \Rightarrow \alpha = 1.6\%$$

55. A 25°C la constante del equilibrio: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ es 1.8×10^{-5} . Se añaden 7 gramos de amoníaco a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL, de disolución.

- a) Calcule el pH de la disolución.
b) Calcule el grado de disociación del amoníaco. Masas atómicas: H = 1; N = 14: $M_{NH_3} = 17$ g/mol

Solución

a)



$$7 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} = 0.41 \text{ moles } NH_3$$

$$C_o = \frac{0.41 \text{ moles } NH_3}{0.5 \text{ L Disolución}} = 0.82 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Como la constante de equilibrio es del orden 10^{-5} $C_o \gg x$ y por tanto la ecuación anterior se simplifica y quedaría.

$$\frac{x^2}{C_o - x} = 1.8 \times 10^{-5} \Rightarrow \frac{x^2}{C_o} = 1.8 \times 10^{-5} \Rightarrow \frac{x^2}{0.82} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{(0.82)(1.8 \times 10^{-5})} = 3.84 \times 10^{-3}$$

$$[OH] = x = 3.84 \times 10^{-3} \Rightarrow pOH = -\log(3.84 \times 10^{-3}) = 2.4 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2.4 = 11.6$$

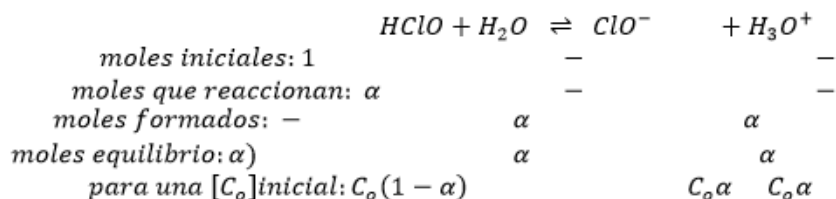
b) $\alpha = \text{concentración de la base disociado/concentración inicial de la base} = x/C_o$
 $\alpha = 3.84 \times 10^{-3} / 0.82 = 4.68 \times 10^{-3} \Rightarrow \alpha = 4.68\%$

56. El pH de una disolución acuosa 0.1 M de HClO, es 4.2. Calcule:

- a) El grado de disociación de la disolución del ácido.
 b) La constante de disociación de la base conjugada de dicho ácido.

Solución

a)



Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$[H_3O^+] = 10^{-4.2} = 6.31 \times 10^{-5} \Rightarrow C_o \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_o} = \frac{6.31 \times 10^{-5}}{0.1} = 6.31 \times 10^{-4}$$

$$b) \quad K_a = \frac{[ClO^-] \times [H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{C_o \alpha \times C_o \alpha}{C_o(1-\alpha)} = \frac{C_o \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0.1 \times (6.31 \times 10^{-4})^2}{1 - 6.31 \times 10^{-4}} = 3.97 \times 10^{-8}$$

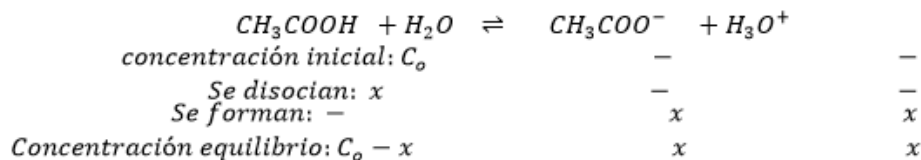
$$K_a \times K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.97 \times 10^{-8}} = 2.52 \times 10^{-7}$$

57. a) Calcule los gramos de ácido acético CH_3COOH que se deben disolver para obtener 500 mL de una disolución que tenga un $pH = 2.72$. b) Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.

Datos: $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16. $M_{CH_3COOH} = 60$ g/mol

Solución

a)



$$[H_3O^+] = 10^{-2.72} = 1.9 \times 10^{-3} \Rightarrow [CH_3COO^-] = 1.9 \times 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{(1.9 \times 10^{-3})^2}{C_o - 1.9 \times 10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Significado

$$1.8 \times 10^{-5} \times C_o = (1.9 \times 10^{-3})^2 \Rightarrow C_o = \frac{(1.9 \times 10^{-3})^2}{1.8 \times 10^{-5}} = 0.2 \text{ M}$$

$$C_o = [CH_3COOH] = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V} = 0.2 \text{ M} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = 0.2 \times V = \frac{0.2 \text{ mol}}{L \times 0.5 L} = 0.1 \text{ moles}$$

$$0.1 \text{ moles } CH_3COOH \times \frac{60 \text{ g } CH_3COOH}{1 \text{ moles } CH_3COOH} = 6 \text{ g } CH_3COOH$$

Materiales: Perilla, matraz aforado de 500 mL, embudo, pipeta, frasco lavador con agua destilada y cuentagotas. Procedimiento: El ácido acético concentrado es un líquido. Por tanto a partir de la densidad y riqueza del frasco que contiene el ácido acético, se determina el volumen correspondiente a los 6 g de ácido. Con una pipeta graduado y con la ayuda de la perilla, se extrae el volumen necesario de ácido y se vierte en el matraz aforado de 500 mL. A continuación se añade agua hasta la señal de enrase con el frasco lavador de agua destilada. Para facilitar el enrase se utiliza el cuentagotas para añadir las últimas gotas de agua.

58. La codeína es una base monobásica débil cuya constante de disociación K_b es 9×10^{-7} . Calcule:

- El pH de una disolución 0.02 M de codeína.
- El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

Solución

		$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$		
a)				
Concentración inicial:	C_0	-	-	
Se disocian:	x	-	-	
Se forman:	-	x	x	
Concentración equilibrio:	$C_0 - x$	x	x	

$$K_b = \frac{[BH^+]x [OH^-]}{[B]} = \frac{x \times x}{C_0 - x} = \frac{x^2}{C_0 - x} = 9.10^{-7}$$

Simplificando:

$$x^2 = C_0 \times 9.10^{-7} = 1.8 \times 10^{-8} \Rightarrow x = \sqrt{1.8 \times 10^{-8}} = 1.34 \times 10^{-4} M$$

$$[OH^-] = 1.34 \times 10^{-4} M \Rightarrow pOH = -\log(1.34 \times 10^{-4}) = 3.87 \Rightarrow pH = 14 - 3.87 = 10.13$$

b)

$$K_w \times K_b = K_w \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9 \times 10^{-7}} = 1.1 \times 10^{-8}$$

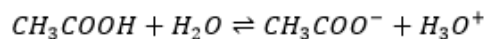
Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

59. Calcule:

- a) El pH de una disolución 0.1 M de ácido acético, CH_3COOH , cuyo grado de disociación es 1.33%. b) La constante K_a del ácido acético. $\alpha = 0.0133$

Solución

a)



Moles iniciales:	1	–	–
Moles que reaccionan:	α	–	–
Moles formados:	$1 - \alpha$	α	α
Moles equilibrio:	$C_o(1 - \alpha)$	α	α

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_o\alpha = 0.1 \times 0.0133 = 0.00133 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.00133) = 2.88$$

b)

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C_o\alpha \times C_o\alpha}{C_o(1 - \alpha)} = \frac{C_o\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.1 \times (0.0133)^2}{1 - 0.0133} = 1.79 \times 10^{-5}$$

60. En 500 mL de agua se disuelven 3 gramos de CH_3COOH . Calcule:

- a) El pH de la disolución.
b) El porcentaje de ácido disociado.

Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; H=1; $K_a=1.8 \times 10^{-5}$ $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$

Solución

a)

	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Concentración inicial:	$C_o \quad \quad \quad - \quad \quad -$
Se disocian:	$x \quad \quad \quad - \quad \quad -$
Se forman:	$- \quad \quad \quad x \quad \quad x$
Concentración equilibrio:	$C_o - x \quad \quad \quad x \quad \quad x$

$$3 \text{ gramos } \text{CH}_3\text{COOH} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}} = 0.05 \text{ moles } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$C_o = \frac{0.05 \text{ moles } \text{CH}_3\text{COOH}}{0.5 \text{ L Disolución}} = 0.1 \text{ M}$$

$$K_o = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{x^2}{0.1 - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Simplificando

$$x^2 = (0.1)(1.8 \times 10^{-5}) = 1.8 \times 10^{-6} \Rightarrow x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

O

PM - 1M - 1L

60g	1M	5×10^{-2}	500mL
3g	$x1=5 \times 10^{-2}$	$x2=1.0 \times 10^{-1}$	1000mL

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{K_a \times [\text{Ácido}]})$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$pH = -\log(\sqrt{1.810^{-5} \times 1 \times 10^{-1}}) = 2.87$$

b)

$$\% \text{ disociado} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.1} = 100 = 1.34\%$$

61. Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H₃O⁺ es 0.003 M. Calcule:

a) El pH de la disolución y el grado de disociación.

b) La constante K_a del ácido.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16. M_{HCOOH} = 46 g/mol

Solución

a)

	<i>HCOOH</i>	<i>H₂O</i>	<i>HCOO⁻</i>	<i>H₃O⁺</i>
Moles iniciales:	1	—	—	—
Moles que reaccionan:	<i>α</i>	—	—	—
Moles formados:	—	—	<i>α</i>	<i>α</i>
Moles equilibrio:	1 - <i>α</i>	—	<i>α</i>	<i>α</i>
para una [C _o] inicial:	C _o (1 - <i>α</i>)	—	C _o <i>α</i>	C _o <i>α</i>

$$23 \text{ g HCOOH} \times \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46 \text{ g HCOOH}} = 0.5 \text{ moles HCOOH}$$

pH: Teoría y 232 Problemas

$$C_o = \frac{0.5 \text{ moles HCOOH}}{10 \text{ L Disolución}} = 0.05 \text{ M}$$

O

		PM	-	1M	-	1L
46g	1M			5×10^{-1}		1000mL
23g	$x1 = 5 \times 10^{-1}$			$x2 = 5.0 \times 10^{-2}$		1000mL

$$[H_3O^+] = 0.003 \text{ M} \Rightarrow pH = -\log(0.003) = 2.52$$

Grado de disociación:

$$[H_3O^+] = C_o \alpha = 0.05 \times \alpha = 0.003 \Rightarrow \alpha = \frac{0.003}{0.05} = 0.06$$

b)

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \times [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{C_o \alpha \times C_o \alpha}{C_o(1 - \alpha)} = \frac{C_o \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.05 \times (0.06)^2}{1 - 0.06} = 1.91 \times 10^{-4}$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

62. El fenol C_6H_5OH , es un ácido monoprótico débil. Se preparan 2 litros de disolución de fenol, disolviendo 0.385 gramos de la sustancia en agua, obteniéndose un valor de pH de 6.29. Calcule:

a) El valor de la constante de disociación del fenol.

b) El grado de disociación del fenol a esa concentración.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16. $M_{C_6H_5OH} = 94 \text{ g/mol}$

Solución

	C_6H_5OH	$+ H_2O$	\rightleftharpoons	$C_6H_5O^-$	$+ H_3O^+$
Concentración inicial:	C_o			-	-
Se disocian:	x			-	-
Se forman:	-			x	x
Concentración equilibrio:	$C_o - x$			x	x

$$0.385 \text{ g } C_6H_5OH \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_5OH}{94 \text{ g } C_6H_5OH} = 4.1 \times 10^{-3} \text{ moles } C_6H_5OH$$

$$C_o = \frac{4.1 \times 10^{-3} \text{ moles } C_6H_5OH}{2 \text{ L disolución}} = 2.05 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6.29} = 5.13 \times 10^{-7}$$

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-] \times [H_3O^+]}{[C_6H_5OH]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{(5.13 \times 10^{-7})^2}{2.05 \times 10^{-3} - 5.13 \times 10^{-7}} = 1.28 \times 10^{-10}$$

b)

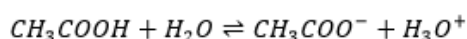
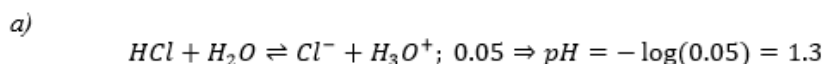
$\alpha = \text{concentración del ácido disociado} / \text{concentración inicial del ácido} = x / C_o$

$$\alpha = \frac{5.13 \times 10^{-7}}{2.05 \times 10^{-3}} = 2.5 \times 10^{-4} \Rightarrow \alpha = 0.025\%$$

63. Disponemos de dos recipientes: uno contiene 15 mL de HCl cuya concentración es 0.05 M y otro 15 mL de CH₃COOH de concentración 0.05 M. Calcule:

- a) El pH de cada una de las disoluciones.
 b) ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?
 Dato: $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ (CH₃COOH)

Solución



Concentración inicial:	C_o	—	—
Se disocian:	x	—	—
Se forman:	—	x	x
Concentración equilibrio:	$C_o - x$	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{x^2}{0.05 - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Simplificando

$$x^2 = (0.05)(1.8 \times 10^{-5}) = 9 \times 10^{-7} \Rightarrow x = \sqrt{9 \times 10^{-7}} = 9.5 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log(9.5 \times 10^{-4}) = 3.02$$

b)

Como en la disolución de ácido acético la concentración de iones hidronios es 9.5×10^{-4} , para que la disolución de ácido clorhídrico tenga el mismo pH, es necesario que la [HCl] sea igual a 9.5×10^{-4} .

$$15 \text{ mL Disolución HCl} \times \frac{0.05 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución HCl}} = 7.5 \times 10^{-4} \text{ moles HCl}$$

$$[HCl] = 9.5 \times 10^{-4} M = \frac{7.5 \times 10^{-4} \text{ moles HCl}}{V \text{ litros}} \Rightarrow V = \frac{7.5 \times 10^{-4} \text{ moles HCl}}{9.5 \times 10^{-4} M} = 0.789 L$$

$$= 789 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen } (H_2O) = 789 \text{ mL} - 15 \text{ mL} = 774 \text{ mL } (H_2O)$$

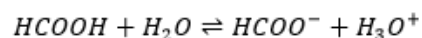
Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

64. Al disolver 0.23 g de HCOOH en 50 mL de agua se obtiene una disolución de pH igual a 2.3. Calcule:

- a) La constante de disociación de dicho ácido.
b) El grado de disociación del mismo.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1. $M_{\text{HCOOH}} = 46 \text{ g/mol}$

Solución



Concentración inicial:	C_o	—	—
Se disocian:	x	—	—
Se forman:	—	x	x
Concentración equilibrio:	$C_o - x$	x	x

a)

$$0.23 \text{ g HCOOH} \times \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46 \text{ g HCOOH}} = 0.005 \text{ moles HCOOH}$$

$$C_o = \frac{0.005 \text{ moles HCOOH}}{0.050 \text{ litros Disolución}} = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2.3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.3} = 5 \times 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{(5 \times 10^{-3})^2}{0.1 - 5 \times 10^{-3}} = 2.6 \times 10^{-4}$$

b) $\alpha = \text{concentración del ácido disociado} / \text{concentración inicial del ácido} = x / C_o$

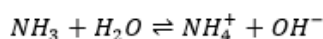
$$\alpha = \frac{5 \times 10^{-3}}{0.1} = 5 \times 10^{-2} \rightarrow \alpha = 5 \%$$

65. Una disolución 0.03 M de amoníaco está disociada un 1.82%. Calcule:

- a) La constante de disociación de la base.
 b) ¿Qué cantidad de agua habría que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH resultante fuera 10.5?

Solución

a)



Concentración inicial:	C_o	—	—
Se disocian:	x	—	—
Se forman:	—	x	x
Concentración equilibrio:	C_o	x	x
[] en función de α :	$C_o(1 - \alpha)$	$C_o\alpha$	$C_o\alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{C_o\alpha \times C_o\alpha}{C_o(1 - \alpha)} = \frac{C_o\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.03 \times (0.0182)^2}{1 - 0.0182} = 1.01 \times 10^{-5}$$

$$\text{Si } pH = 10.5 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 10.5 = 3.5 \Rightarrow [OH^-] = 3.16 \times 10^{-4}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \times x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o - x} = 1.01 \times 10^{-5}$$

Simplificando

$$\frac{x^2}{C_o} = 1.01 \times 10^{-5} \Rightarrow \frac{(3.16 \times 10^{-4})^2}{C_o} = 1.01 \times 10^{-5} \Rightarrow C_o = \frac{9.9 \times 10^{-8}}{1.01 \times 10^{-5}} = 9.9 \times 10^{-3} M$$

Concentración del amoníaco:

$$100 \text{ mL Disolución } NH_3 \times \frac{0.03 \text{ moles } NH_3}{1000 \text{ mL Disolución } NH_3} = 3 \times 10^{-3} \text{ moles } NH_3$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$[NH_3] = 9.9 \times 10^{-3} M = \frac{3 \times 10^{-3}}{V \text{ litros}} \Rightarrow V = \frac{3 \times 10^{-3} \text{ moles } NH_3}{9.9 \times 10^{-3} M} = 0.303 \text{ litros}$$

$$= 303 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen } (H_2O) = 303 \text{ mL} - 100 \text{ mL} = 203 \text{ mL } (H_2O)$$

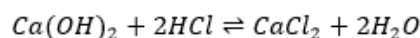
66. a) Escriba la reacción de neutralización entre $Ca(OH)_2$ y HCl .

b) ¿Qué volumen de una disolución 0.2 M de $Ca(OH)_2$ se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0.1 M de HCl ?

c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

Solución

a)



b)

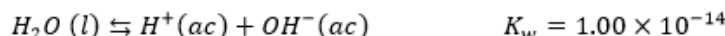
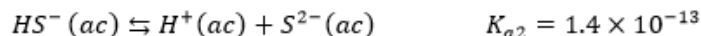
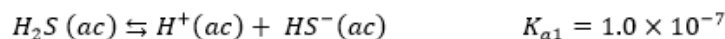
$$50 \text{ mL Disolución } HCl \times \frac{0.1 \text{ moles } HCl}{1000 \text{ mL Disolución } HCl} \times \frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{2 \text{ moles } HCl}$$

$$\times \frac{1000 \text{ mL Disolución } Ca(OH)_2}{0.2 \text{ moles } Ca(OH)_2} = 12.5 \text{ mL Disolución } Ca(OH)_2$$

67. Calcular las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución 0.020 M de ácido sulfhídrico y el pH de la disolución.

Solución

- Escribamos las ecuaciones de ionización:



Y las expresiones de las respectivas constantes de acidez y K_w , respectivamente:

$$K_{a1} = \frac{(C_{H^+})(C_{HS^-})}{C_{H_2S}} = 1.0 \times 10^{-7}$$

pH: Teoría y 232 Problemas

$$K_{a2} = \frac{(C_{H^+})(C_{S^{2-}})}{C_{HS^-}} = 1.4 \times 10^{-13}$$

$$K_w = (C_{H^+})(C_{OH^-}) = 1.00 \times 10^{-14}$$

Si suponemos que la segunda ionización es despreciable, ya que su constante de acidez, K_a , es 1.4×10^{-13} , el aporte de protones de la segunda ionización es tan pequeño que se puede despreciar frente al de la primera.

Por lo tanto, estas condiciones son similares a las de un ácido monoprótico débil:

$$C_{H^+} = \sqrt{(K_{a1})(C_0)} = \sqrt{(1.00 \times 10^{-7})(2.0 \times 10^{-2})} = 4.47 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

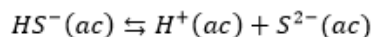
$$pH = 4.35 \quad C_{H_2S} = 2.0 \times 10^{-2} - 4.47 \times 10^{-5} = 1.99 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para comprobar la validez de la aproximación se aplica el criterio de ionización menor que el 5%

$$\frac{2.0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4.47 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \frac{100}{x}$$

$$x = 0.22\% \text{ de ionización}$$

La concentración de HS^- es la que se obtuvo en la primera ionización menos lo que se ionizó en la segunda. La segunda ionización puede considerarse como la ionización del ácido monoprótico débil HS^- en un medio que ya contiene protones.



$$c_{eq} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 4.47 \times 10^{-5} - x \quad 4.47 \times 10^{-5} + x \quad x$$

$$K_{a2} = \frac{(4.47 \times 10^{-5} + x)(x)}{4.47 \times 10^{-5} - x} = 1.4 \times 10^{-13}$$

Como K_{a2} es muy pequeña, podemos despreciar el valor de x en la suma y en la resta, por lo tanto nos queda (lo que usted puede comprobar aplicando la regla de ionización menor que el 5 %):

$$x = 1.4 \times 10^{-13}$$

$$C_{HS^-} = 4.47 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 1.4 \times 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 4.47 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$C_{S^{2-}} = 1.4 \times 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

$$C_{OH^-} = \frac{K_w}{C_{H^+}} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.47 \times 10^{-5}} = 2.24 \times 10^{-10} \frac{mol}{L}$$

De los valores obtenidos anteriormente podemos concluir que la primera ionización no modifica significativamente la concentración inicial de H_2S y que el aporte de protones de la segunda ionización del ácido, no es importante frente al aporte de la primera ionización.

68. ¿Cuántos moles de hipobromito de sodio, se deben agregar a 1.00 L de ácido hipobromoso 0.200 M para formar una solución amortiguadora de pH = 8.80? Suponga que el volumen no varía al agregar la sal.

Solución

Como este es un buffer formado por un ácido débil y su sal podemos utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbalch, en su forma no logarítmica.

$$pH = 8.80 \rightarrow C_{H^+} = 1.58 \times 10^{-9}$$

$$C_{H^+} = \frac{(K_a)(C_{ácido})}{C_{sal}} = \frac{(2.5 \times 10^{-9})(0.200)}{C_{sal}} = 1.58 \times 10^{-9}$$

$$C_{sal} = 0.316 M$$

Se necesitan 0.316 moles de hipobromito de sodio.

69. Determine el pH de una solución formada al disolver en un litro de agua 0.22 mol de cloruro de amonio y 0.15 mol de amoniaco.

Solución

Para un buffer formado por una base débil y su sal:

$$C_{H^+} = K_a \times \frac{C_{sal}}{C_{base}}$$

Y el pH corresponde a:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_{base}}{C_{sal}}$$

Que resulta de aplicarle $-\log$ a la ecuación anterior.

K_a es igual a:

$$K_a = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

La concentración del ión amonio es: $NH_4^+ \approx 0.22 M$

Y la concentración de amoniaco: $NH_3 \approx 0.15 M$

Reemplazando:

$$C_{H^+} = \frac{(5.6 \times 10^{-10})(0.22)}{0.15} = 8.2 \times 10^{-10}$$

Y el pH:

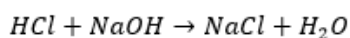
$$pH = 9.09$$

70. Calcule: a) El pH de la disolución que resulta de mezclar 250 mL de HCl 0.1 M con 150 mL de NaOH 0.2 M. Suponga que los volúmenes son aditivos. b) La riqueza de un hidróxido de sodio comercial, si 30 g del mismo necesitan 50 mL de H₂SO₄ 3 M para su neutralización.

Datos: Masas atómicas: O=16; Na=23; H=1.

Solución

a) La reacción de neutralización que tiene lugar es:



Calculamos los moles de ácido y de base que tenemos:

$$\text{moles NaOH} = (V)(M) = 0.15 \times 10^{-2} = 0.03 \text{ moles}$$

$$\text{moles HCl} = (V)(M) = 0.25 \times 10^{-1} = 0.025 \text{ moles}$$

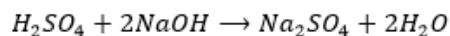
Vemos que hay más moles de NaOH. moles en exceso NaOH = 0.03 - 0.025 = 5 × 10⁻³ moles

Calculamos la concentración y el pH

$$[NaOH] = \frac{5 \times 10^{-3}}{0.4} = 0.0125 \text{ M}$$

$$pOH = -\log 0.0125 = 1.9 \rightarrow pH = 12.1$$

b) La reacción de neutralización que tiene lugar es:



Calculamos los gramos de NaOH que reaccionan:

$$0.15 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ moles NaOH}} = 12 \text{ g NaOH}$$

Calculamos la riqueza:

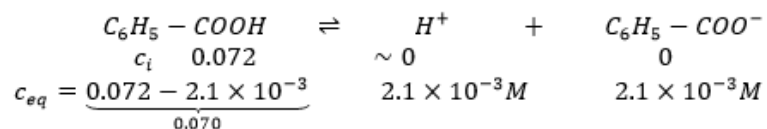
$$11 \frac{\text{g NaOH puros}}{30 \text{ g NaOH comercial}} \times 100 = 40 \% \text{ de riqueza}$$

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

71. La concentración de iones H^+ en una solución 0.072 M de ácido benzoico es 2.1×10^{-3} M. Calcular K_a .

Solución

De acuerdo a la ecuación, la concentración de iones H^+ y de iones benzoato deben ser iguales y provienen de la disociación del ácido, por lo tanto en el equilibrio se tendrá:



Reemplazando estos valores en la expresión de equilibrio:

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5 - COO^-]}{[C_6H_5 - COOH]}$$

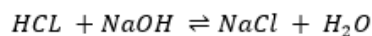
$$K_a = \frac{(2.1 \times 10^{-3})(2.1 \times 10^{-3})}{(0.070)} = 6.3 \times 10^{-5}$$

72. Se mezclan 45 mL de HCl 0.03 M con 30 mL de NaOH 0.05 M.

- a) ¿Qué tipo de reacción es?
b) ¿Cuál será el pOH de la mezcla?

Solución

- a) Se trata de una neutralización:



- b) Para determinar el pH debemos conocer cuál es la composición de la mezcla, para saber si ambos se han neutralizado completamente ($pH = 7.0$) o si queda exceso de ácido o base.

$$n^{\circ} \text{ moles de HCl} = \frac{0.03 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times 45 \text{ mL} = 1.35 \times 10^{-3} \text{ moles HCl}$$

$$n^{\circ} \text{ moles de NaOH} = \frac{0.05 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times 30 \text{ mL} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Considerando que reaccionan mol a mol, entonces: $1.5 \times 10^{-3} - 1.35 \times 10^{-3} = 1.5 \times 10^{-4}$ moles de NaOH que queda sin reaccionar (exceso).

El volumen de la solución final será $45 + 30 = 75 \text{ mL} = 7.5 \times 10^{-3}$ litros

$$[OH^-] = \frac{1.5 \times 10^{-4}}{7.5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$pOH = -\log 2 \times 10^{-2} = 2.7$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

73. ¿Qué variación de pH se producirá al añadir 10 mL de NaOH 0.15 M a medio litro de agua pura?

Datos: $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

El H_2O es neutra, por tanto su $pH = 7$.

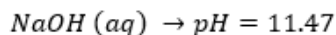
Si se añaden 10 mL de NaOH 0.15 M a 500 mL de H_2O la concentración de la disolución resultante, considerando volúmenes aditivos, es:

$$\frac{10 \text{ mL NaOH } 0.15 \text{ M}}{(500 + 10) \text{ mL disolución}} = \frac{0.15 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0.15 \text{ M}} = 2.94 \times 10^{-3} \text{ M}$$

O

$$C_2 = \frac{V_1 C_1}{V} = \frac{10 \text{ mL} \times 0.15 \text{ M}}{510 \text{ mL}} = 0.00294 \text{ M}$$

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



$$pOH = -\log (2.94 \cdot 10^{-3}) = 2.53$$

$$pH = 14 - pOH \rightarrow pH = 11.47$$

La variación de pH que experimenta el H_2O al añadir el NaOH es:

$$\Delta(pH) = 11.47 - 7.00 = 4.47$$

74. Algunas lejías de uso doméstico son disoluciones acuosas al 5% en peso de hipoclorito de sodio que está totalmente disociado en disolución. El ácido hipocloroso tiene un pK_a de 7.5

- ¿Cuál es molaridad del hipoclorito de sodio en la lejía?
- Formula la reacción del anión hipoclorito, $ClO^- (aq)$, en agua. Escribe la expresión de la constante de equilibrio de esa reacción. ¿Qué símbolo se suele emplear para designar la constante de equilibrio de una reacción como esta? ¿Cuál es el valor numérico de la constante de equilibrio? Explica las respuestas.
- Si se desea cambiar el pH de la lejía a 6.5 ¿habría que añadir hidróxido de sodio o ácido clorhídrico? Explica las respuestas.
- En una lejía cuyo pH se ha ajustado a 6.5 ¿cuál es el cociente entre base y ácido conjugado?
Datos: Se supone que la lejía tiene la densidad del agua; $pK_w = 14$

Solución

- La concentración de esta disolución es:

$$c = \frac{5 \text{ g NaClO}}{100 \text{ g lejía}} \frac{1 \text{ mol NaClO}}{74.5 \text{ g NaClO}} \frac{1 \text{ g lejía}}{100 \text{ mL lejía}} \frac{10^3 \text{ mL lejía}}{1 \text{ L lejía}} = 0.67M$$

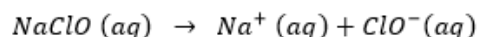
O

5% = 5 gr en 100 mL

PM - 1M - 1000 mL

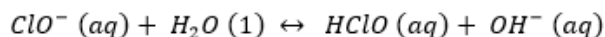
74.44g -	1M	0.067M	-	100mL
5g -	x1= 0.067M	x2=0.67M	-	1000mL

- El hipoclorito de sodio ($NaClO$) se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



El ion Na^+ no se hidroliza ya que procede del $NaOH$ (base fuerte).

El ion ClO^- se hidroliza produciendo iones OH^- según la reacción:



Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[HClO] = [OH^-] = x \quad [ClO^-] = c - [OH^-] = c - x$$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

Siendo c la concentración inicial de $NaClO$.

La expresión de la constante queda como:

$$K_{b(ClO^-)} = \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]} = \frac{x^2}{c-x}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_b(ClO^-) = \frac{K_w}{K_a(HClO)} \xrightarrow{\text{logaritmos}} pK_a(HClO) + pK_b(ClO^-) = 14$$

$$pK_b(ClO^-) = (14 - 7.5) = 6.5 \rightarrow K_{b(ClO^-)} = 10^{-6.5}$$

c) Para calcular el pH de la lejía:

$$10^{-6.5} = \frac{X^2}{0.67 - X} \rightarrow X = [OH^-] = 4.6 \times 10^{-4} M$$

$$pOH = -\log(4.6 \times 10^{-4}) = 3.34 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3.34 = 10.67$$

d) Si se desea que el pH baje hasta 6.5 se debe añadir ácido clorhídrico, HCl ya que los H_3O^+ liberados por el ácido reaccionan con los OH^- producidos en la hidrólisis del ClO^- :



Si el pH de la lejía es 6.5:

$$pOH = 7.5 \rightarrow [OH^-] = 10^{-7.5} M$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio:

$$\frac{[HClO]}{[ClO^-]} = \frac{[OH^-]}{K_{b(ClO^-)}} \rightarrow \frac{[HClO]}{[ClO^-]} = \frac{10^{-7.5}}{10^{-6.5}} = \frac{1}{10}$$

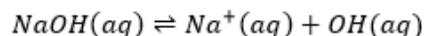
75. Sea un aminoácido, $\text{NH}_2\text{CHRCO}_2\text{H}$, cuyos valores de pK_a , para las funciones ácida y básica son $\text{pK}_1 = 5$ y $\text{pK}_2 = 8$ respectivamente. Teniendo en cuenta que la expresión matemática, que relaciona el pH de una disolución acuosa de un aminoácido en agua con los valores de pK_a de las funciones ácida y básica es:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_1 + \text{pK}_2)$$

- a) En una disolución acuosa de este aminoácido, de concentración 10^{-1} M, ¿Cuáles son los diversos iones presentes? Escribir los equilibrios (1) e (2), cuyas constantes de equilibrio son K_1 e K_2 . Calcúlese la concentración de dichos iones.
- b) Si a la disolución precedente se le añade una disolución de ácido clorhídrico, HCl de concentración C, ¿qué ocurrirá con los equilibrios (1) y (2)? ¿Cuál será el ión del aminoácido que se encontrará en menor concentración?
- c) ¿Cuál es el pH de la disolución de hidróxido de sodio?

Solución

El NaOH es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, por lo tanto $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.05$ M



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0.05) = 1.3$$

$$\text{pH} = 14 - 1.3 = 12.7$$

76. El rojo de fenol es un indicador ácido-base cuya fórmula HI es amarilla y la forma alcalina I⁻ es roja. Sabiendo que el intervalo de viraje es pH 6-8. ¿Qué cambio de color se observará en la valoración del hidróxido sódico con ácido clorhídrico, si el indicador utilizado fuese el rojo de fenol? Argumentar la respuesta.

Solución

Al valorar NaOH con HCl, se entiende que al principio se tiene solamente la disolución de NaOH, y que después, poco a poco, se agrega el HCl. Cuando sólo exista NaOH el indicador se encontrará en su forma básica I⁻ y la disolución tendrá color rojo. Al agregar HCl para que la disolución llegue a un pH= 8 el indicador comenzará a virar su color a amarillo hasta que el pH sea igual a 6 (ácido). Si se sigue agregando HCl, el pH se hará menor y el indicador tomará la forma ácida, de color amarillo.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

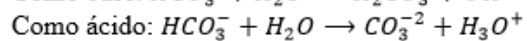
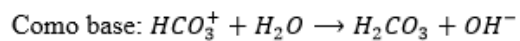
77. Argumente si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:

- a) De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry el carácter básico del amoníaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo OH^- de la molécula de agua.
- b) Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2.17 la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0.001 y 0.01.
- c) En disoluciones acuosas el ión HCO^- se comporta como un electrolito anfótero.

Solución

- a) Falso, según la teoría de Brønsted-Lowry, una base es la especie que acepta los iones H^+ . la reacción que tiene lugar entre el amoníaco y el agua es:

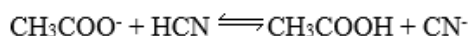
$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- b) Verdadero. Ya que como el ácido es fuerte, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ estará entre 0.001 y 0.01 y por lo tanto, el pH estará entre 2 y 3.
- c) Verdadero. Ya que puede actuar como ácido o como base.



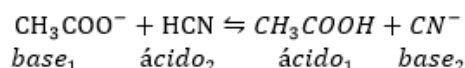
78. Identifique los pares ácido-base conjugado en la siguiente reacción:
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CN}^-$

Solución

De acuerdo a la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es una especie química que puede donar un ion H^+ a una base; por lo tanto, al reaccionar un ácido con una base se producirá siempre un nuevo ácido y una nueva base. Si se observa la reacción ácido-base de este problema:



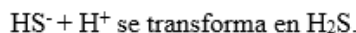
Se puede ver que la especie CH_3COO^- (ion acetato) es un aceptor de protones porque posee pares electrones no compartidos sobre el átomo de O que lleva la carga negativa y es por lo tanto una base, mientras que el HCN es un ácido (ácido cianhídrico) porque cede un ion H^+ al ion acetato:



79. Escriba la fórmula de los ácidos conjugados de las siguientes bases: (a) HS^- ; (b) H_2PO_4^- .

Solución

- a) Una base corresponde a una especie química que acepta un protón, por lo tanto cuando el HS^- acepta un protón:



- b) Procediendo de manera similar, el ion H_2PO_4^- acepta un protón y se convierte en H_3PO_4 .

80. Escriba la fórmula de las bases conjugadas de los siguientes ácidos: (a) HSO_3^- ; (b) H_2PO_4^- .

Solución

a) Por definición, cuando un ácido cede un protón se transforma en su base conjugada. Para determinar la fórmula de la base conjugada del HSO_3^- se procede entonces a quitarle un protón, por lo cual se debe eliminar un átomo de H de la fórmula y la carga total de la especie se hace más negativa, puesto que el átomo de H deja su electrón. La fórmula de la base conjugada del ion HSO_3^- es entonces SO_3^{2-} .

- b) Procediendo de manera similar, se quita un H de la fórmula del H_2PO_4^- y se aumenta la carga negativa en una unidad, resultando la base conjugada de esta especie como HPO_4^{2-} .

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

81. Calcular el pH de una disolución de HCl cuya concentración es 2.0×10^{-9} M.

Solución

Aquí tenemos el ejemplo de una solución de un ácido fuerte tan diluido, que si no se tiene cuidado, se corre el riesgo de cometer un grave error.

Como se trata de un ácido fuerte, una solución 2.0×10^{-9} M de HCl se disocia totalmente y libera una concentración de iones H^+ de 2.0×10^{-9} M.

Si consideramos sólo los iones H^+ aportados por el ácido clorhídrico, como aparentemente se ha estado haciendo hasta ahora, aparecería esta solución con un pH:

$$pH = -\log(2.0 \times 10^{-9}) = 8.7$$

Si se analiza un poco este valor, se puede observar que resultó un pH básico para una solución de un ácido, que por muy diluido o muy débil, nunca puede dar un $pH > 7$.

El error cometido en este caso es omitir la concentración de iones H^+ aportada por el agua. Normalmente, para soluciones ácidas o básicas más concentradas, las concentraciones de iones aportados por el agua se desestiman por ser de magnitudes muy pequeñas, pero en un caso como éste, el aporte del agua es aún mayor que el del HCl. Por consiguiente, la resolución correcta es:

$$[H^+]_{total} = [H^+]_{agua} + [H^+]_{HCl}$$

$$[H^+]_{total} = (1 \times 10^{-7}) + (2.0 \times 10^{-9}) = 1.02 \times 10^{-7} M$$

$$pH = -\log(1.02 \times 10^{-7}) = 6.99$$

Como se puede apreciar, la solución es tan diluida que el pH de la solución está dado prácticamente por la $[H^+]$ del agua pura.

82. Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por: A: $pH = 4$; B: $[OH^-] = 10^{-14}$ M; C: $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M; D: $pOH = 5$. a) Ordénelas de menor a mayor acidez. b) Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Solución

a) $D < C < A < B$

A: $pH = 4$; B: $pOH = 14$ y $pH = 0$; C: $pH = 7$; D: $pOH = 5$ y $pH = 9$

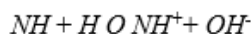
b) Ácidas: A y B

Básica: D

Neutra: C

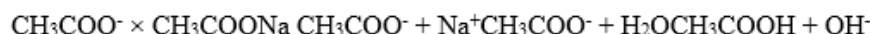
83. De acuerdo con la teoría de Brønsted y Lowry: a) Justifique el carácter básico del amoníaco. b) Explique si el CH_3COONa genera pH básico. c) Razone si la especie HNO_2 puede dar lugar a una disolución de $\text{pH} > 7$.

Solución



a) El amoníaco acepta protones del agua: 3 2 4

b) El CH_3COONa es una sal que proviene de un ácido débil y una base fuerte y por tanto sufre hidrólisis el ion



c) El HNO_2 es un ácido y se disocia según la ecuación:



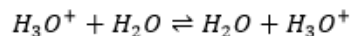
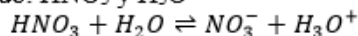
Por tanto las disoluciones tienen carácter ácido y su pH es siempre < 7 .

84. De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+ .

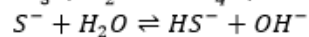
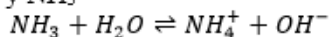
- a) Actúan sólo como ácido.
 b) Actúan sólo como base.
 c) Actúan como ácido y base.

Solución

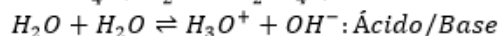
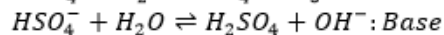
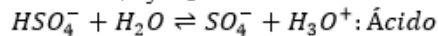
a) Actúan sólo como ácido: HNO_3 y H_3O^+



b) Actúa sólo como base: S^{2-} y NH_3



c) Actúa como ácido y base HSO_4^- y H_2O



Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

85. Dada la siguiente tabla:

Ácido	Base	K_a	K_b
CH ₃ COOH	-	1.8×10^{-5}	-
-	CH ₃ -NH ₂	-	4.4×10^{-4}
HCN	-	4.9×10^{-10}	-

a) Complete la tabla.

b) Ordene según la fuerza relativa, en disolución acuosa, los ácidos y las bases conjugadas que en ella aparecen.

Solución

a)

Ácido	Base	K_a	K_b
CH₃COOH	CH₃COO⁻	1.8×10^{-5}	5.56×10^{-10}
CH₃-NH₃⁺	CH ₃ -NH ₂	2.27×10^{-11}	4.4×10^{-4}
HCN	CN⁻	4.9×10^{-10}	2.04×10^{-5}

b) Ácidos: CH₃COOH > HCN > CH₃-NH₃⁺

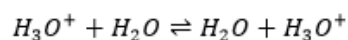
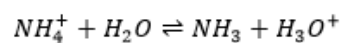
Bases: CH₃-NH₂ > CN⁻ > CH₃COO⁻

86. De las siguientes especies químicas: H_3O^+ ; HCO_3^- ; $\text{CO}_3^{=}$; H_2O ; NH_3 ; NH_4^+ , explique según la teoría de Brønsted-Lowry:

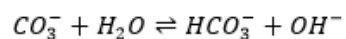
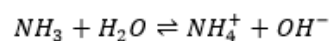
- a) Cuáles pueden actuar sólo como ácido.
 b) Cuáles sólo como base.
 c) Cuáles como ácido y como base.

Solución

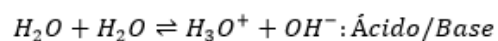
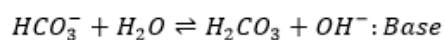
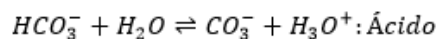
- a) Actúan sólo como ácido: NH_4^+ y H_3O^+



- b) Actúa sólo como base: CO_3^- y NH_3



- c) Actúa como ácido y base: HCO_3^- y H_2O



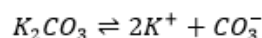
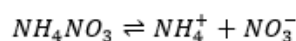
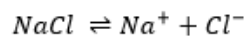
Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

87. Para las siguientes sales: NaCl; NH₄NO₃ y K₂CO₃.

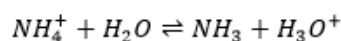
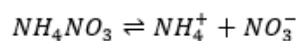
- a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
 b) Clasifique las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.

Solución

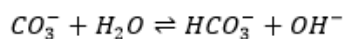
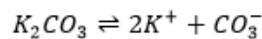
a)



b) Ácida: NH₄NO₃:

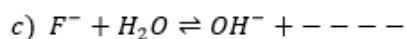
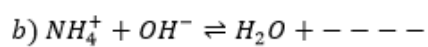
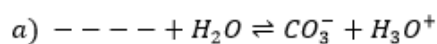


Básica K₂CO₃:

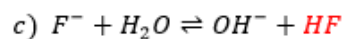
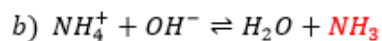
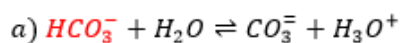


Neutra: NaCl, no sufre hidrólisis ninguno de los iones en que se disocia.

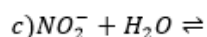
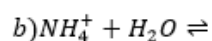
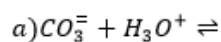
88. Complete los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares conjugados:



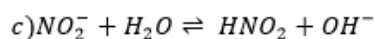
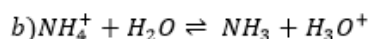
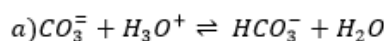
Solución



89. Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



Solución



90. Razone si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones para una disolución 0.1 M de HCl:

- a) El pH es igual a 1.
- b) $[Cl^-] = 0.1 \text{ M}$
- c) $[HCl] = 0.1 \text{ M}$

Solución

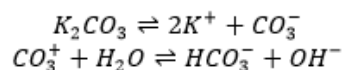
- a) Verdadera: El ácido HCl es un ácido fuerte, por tanto estará completamente disociado: $HCl + H_2O \Rightarrow H_3O^+ + Cl^- \Rightarrow [H_3O^+] = 0.1 \text{ M} \Rightarrow \text{pH}=1$
- b) Verdadera: Por la misma razón, $[Cl^-] = 0.1 \text{ M}$
- c) Falsa. $[HCl] = 0$

91. Razone y en su caso, ponga un ejemplo si al disolver una sal en agua se puede obtener:

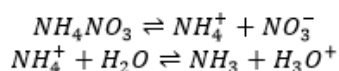
- a) Una disolución de pH básico.
- b) Una disolución de pH ácido.

Solución

- a) Se obtienen disoluciones de pH básico cuando las sales provienen de ácidos débiles y bases fuertes. Ejemplo: K_2CO_3



- b) Se obtienen disoluciones de pH ácido cuando las sales provienen de ácidos fuertes y bases débiles. Ejemplo : NH_4NO_3



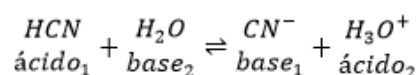
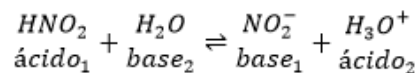
Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

92. De los ácidos débiles HNO_2 y HCN , el primero es más fuerte que el segundo.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua, especificando cuáles son sus bases conjugadas.
- Indique razonadamente, cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.

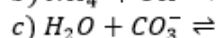
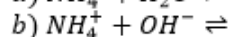
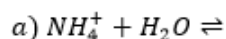
Solución

a)

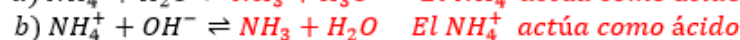


- Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada; por tanto la base conjugada del HCN será la más fuerte.

93. Complete las siguientes reacciones e indique las sustancias que actúan como ácido y como base, y sus pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry.



Solución



94. Razone que ocurrirá con el pH cuando:

- Se añade agua a una disolución de un ácido fuerte.
- Se añade agua a una disolución de base fuerte.

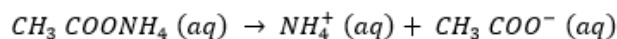
Solución

- Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte, éste se diluye por lo que la concentración de iones hidronios procedentes de la disociación del ácido también disminuirá y en consecuencia el pH aumentará.
- Por el contrario si se añade agua a la disolución de una base fuerte, la concentración de ésta disminuye, es decir, disminuye la concentración de OH^- , por lo que la concentración de H_3O^+ aumenta y en consecuencia el pH disminuirá.

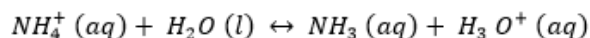
95. El medio contiene iones H_3O^+ , por tanto, la disolución tiene carácter Ácido y el $pH < 7$.

Solución

- En disolución acuosa el CH_3COONH_4 se encuentra disociado como:



El ion NH_4^+ se hidroliza produciendo iones H_3O^+ según la reacción:



El ion CH_3COO^- se hidroliza produciendo iones OH^- según la reacción:

96. Discute razonadamente, las siguientes afirmaciones:

- Si se añade agua destilada a una disolución de $pH = 4$, aumenta la concentración de protones.
- Si se añade cloruro de amonio a una disolución de $pH = 7$, disminuye el pH .

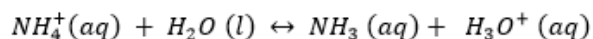
Solución

- Falso. Al añadir agua a la disolución disminuye su concentración y, por tanto, también disminuye $[H_3O^+]$.
- Verdadero. El cloruro de amonio (NH_4Cl) se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



El ion Cl^- no se hidroliza ya que procede del HCl (ácido fuerte).

El ion NH_4^+ se hidroliza produciendo iones H_3O^+ según la reacción:



Como se observa, aumenta $[H_3O^+]$ por lo que el pH disminuye.

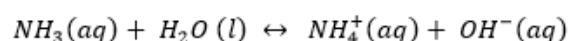
Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

97. Señala si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones justificando las respuestas, cuando a una disolución de amoníaco (NH_3) se le añade cloruro de amonio (NH_4Cl):

- Aumenta el grado de disociación del amoníaco.
- El pH disminuye.

Solución

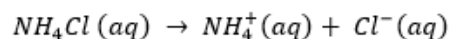
La ecuación química correspondiente a la ionización NH_3 es:



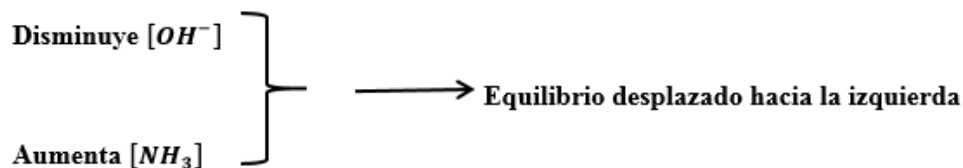
La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Si a la disolución de NH_3 se le añade cloruro de amonio (NH_4Cl) se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume el NH_4^+ añadido, es decir, que este reaccione con los iones OH^- y que se forme NH_2 , por tanto, al alcanzarse de nuevo el equilibrio se observa que:



- Falso. El equilibrio se ha desplazado hacia la formación de NH_4 por lo que el grado de disociación de este disminuye.
- Verdadero. El valor de $[\text{OH}^-]$ disminuye y según la relación, $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumenta, y como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, el pH de la disolución disminuye.

Problemas para los que se muestra únicamente el resultado.

98. Calcula el pH de una solución 0.05 M de ácido acético.

Resultado $\text{pH} = 3.023$

99. Calcula el pH de una solución de HCl 1.3×10^{-2} M.

Resultado $\text{pH} = 1.89$

100. Calcula el pH de una solución de HF 0.2 M.

Resultado $\text{pH} = 0.15$

101. Las concentraciones de OH^- en cierta solución amoniacal para limpieza doméstica es 0.0025M. Calcula la concentración de iones H^+ y pH.

Resultado $[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-12}$ M; $\text{pH} = 11.39$

102. La concentración de H^+ en una solución fue de 3.2×10^{-4} al momento de destaparlo. Después de exponerla al aire por 1 mes, la concentración H^+ es de 1×10^{-3} . Calcula el pH en ambas ocasiones y deduce porque cambia el pH.

Resultado pH (inicial) = 3.49, pH (final) = 3. El pH final es menor que el inicial, lo que indica que es más ácido, esto se debe a que el agua se ha evaporado y el ácido se ha concentrado.

103. La concentración de iones OH^- en la sangre es 2.5×10^{-7} . ¿Cuál es el pH?

Resultado $\text{pH} = 7.39$

104. Calcular el pH del Agua.

Resultado $\text{pH} = 7$

105. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ en una solución de NaOH 2.9×10^{-4} M y cuál es su pH?

Resultado $[\text{H}^+] = 3.44 \times 10^{-11}$ M, $\text{pH} = 10.46$

106. Calcula el pH de una solución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.02 M y compáralo con el de una solución de NaOH de la misma concentración.

Resultado pH $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 12.6$, pH NaOH = 12.3, se debe a que el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte que al disociarse produce 2* Molaridad de OH^- .

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

107. **Calcula el pH de una solución de HNO₂ 0.036 M.**

Resultado pH = 2.29

108. **El pH de una solución de ácido fórmico 0.1 M es de 2.39. ¿Cuál es su constante de acidez? Compárelo con el de tablas.**

Resultado $K_a = 1.66 \times 10^{-4}$

109. **¿Cuál es el pH de una solución de NH₃ 0.4 M?**

Resultado pH = 11.43

110. **El ácido oxálico es una sustancia venenosa que se utiliza como blanqueador, limpiador para eliminar el sarro. Calcule las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio, el pH y el % de disociación de una solución 0.1 M de dicho ácido.**

Resultado $[\text{OH}^-] = 1.86 \times 10^{-13} \text{ M}$, $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0.0494 \text{ M}$, $[\text{HC}_2\text{O}_4^-] = 0.052 \text{ M}$, $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1.6 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{H}^+] = 0.052 \text{ M}$, pH = 1.28, % de disociación = 51.9%

111. **Calcula el pH de una solución en la que se disolvieron ácido fórmico 0.1M y formiato de potasio 0.012 M.**

Resultado pH = 2.82

112. Calcula que cantidad de acetato de sodio hay que añadir a una solución 0.1 M de ácido acético para que el pH de la solución sea exactamente 4. Sólo se requieren 500 mL de buffer.

Resultado 0.717 g

113. Se desea preparar 100 mL de solución amortiguadora de pH 5. ¿Qué ácido y qué sal escogerías para obtener la mayor eficacia y qué proporción de cada uno debes disolver?

Resultado Ácido Acético, Proporción: 1.74 [HAc] = [Ac⁻], 0.6 g de HAc y 1.49 g de Ac⁻

114. Calcula el pH de una solución 0.2 M de NH₃ y 0.3 de NH₄Cl.

Resultado pH = 9.08

115. Calcula el cambio de pH cuando se añaden 100 mL de sosa 0.05 M a 400 mL de la solución amortiguadora que se describió en el ejemplo anterior.

Resultado pH = 9.12

116. Calcula el cambio de pH si agrego 100 mL de HCl 0.05 M a 400 mL de la solución amortiguadora que se describió en el ejemplo del problema A.

Resultado pH = 9.04

117. Calcula el pH de una solución de NaHCO₃ cuando está en una solución 0.1 M.

Resultado pH = 8.3

118. ¿Cuál será el pH de una solución de acetato de sodio 0.1 M en H₂O?

Resultado pH = 8.87

Ejercicios para resolver.

Grupo A. Concentración de ácidos y bases, cálculo de pH.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

119. El ácido fosfórico: H_3PO_4 , puede perder tres protones. Escribanse las ecuaciones correspondientes a la pérdida del primero, segundo y el tercer protón.
120. Si el pH de una disolución es 3. ¿Cuál es el pOH?
121. Calcule el pH de una disolución cuya concentración de protones es 1.5×10^{-3} .
122. El pH de una disolución vale 6.75. Calcúlese la concentración de iones H_3O^+ .
123. Calcule la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones:
- a) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14}$ M.
 - b) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$ M.
 - c) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-10}$ M.
 - d) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-12}$ M.
124. Aplicando la teoría de Brønsted y Lowry razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
- a) Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra.
 - b) La base conjugada de un ácido débil ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) es una base fuerte.
 - c) Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.
125. El ión hidrogenosulfato (HSO_4^-) es anfótero.
- a) Escriba y nombre todas las especies que participan en la relación del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como ácido.
 - b) Escriba y nombre todas las especies que participan en la relación del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como base.
 - c) Identifique los pares ácido-base para las reacciones anteriores.

pH: Teoría y 232 Problemas

126. Para cada una de las siguientes reacciones acuosas identifique el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada. Justifique la respuesta.
- $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$.
 - $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$.
127. Para las siguientes especies. ¿Cuáles de ellas se comportan como ácido y cuales lo harán como base?: Cl^- : Fe_3^+ : H_3O^+ : NH_3 : NH_4^+ y SH^+ .
128. Indique la base o el ácido conjugado, en solución acuosa de las siguientes especies: Escriba en cada caso, la reacción ácido base correspondientes: H_3O^+ : NH_3 : Cl^- : B_3^+ : BI_3 : NO_3^- : HF : HCO_3^- .
129. ¿Cuál es la concentración de H^+ en una disolución acuosa cuya concentración es OH^- es $5 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$?
130. La concentración de $[\text{H}^+]$ de una disolución 0.100 M de CH_3COOH es $1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ¿Cuál es la concentración de OH^- de esa disolución?
131. La concentración del ion hidrógeno $[\text{H}^+]$, en una disolución de ácido clorhídrico diluida es de 0.0076 mol/L. Calcular el pH.
132. La concentración de iones hidroxinio, (H_3O^+) de una disolución es igual a 5×10^{-2} iones gramo/litro. Calcular el pH.
133. Escriba las ecuaciones iónicas para la reacción de disolución acuosa, en caso de haberla, de cada uno de los siguientes iones, indicando si la disolución final será ácida, básica o neutra.
- NH_4^+
 - Cl^-
 - K^+
 - $\text{CH}_3\text{-COO}^-$

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

134. Se disuelven 2.3 g de ácido nítrico en agua suficiente para obtener 150 mL de disolución. Calcular el pH si se supone la disociación completa.
Datos: H = 1.0, N = 14.0; O = 16.0
135. Calcular el pH de las siguientes disoluciones acuosas: a) 5.5×10^{-2} M de HNO_3 , b) 2.5×10^{-2} M de KOH.
136. Calcule los $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, el pH y el pOH de HCl 0.01 M.
137. Calcule de un modo razonado:
- ¿Cuál es el pH de 100 mL de agua destilada?
 - ¿Cuál será el pH después de añadirle 0.05 cm^3 de ácido clorhídrico 10 M?
138. Calcule el pH de una disolución 2×10^{-8} M de ácido clorhídrico.
139. Calcule el pH de una disolución 0.010 M de ácido sulfúrico sabiendo que el valor de $K_{a2} = 1.2 \times 10^{-2}$.
140. Calcular el $[\text{H}^+]$ y el pH de una disolución de HNO_3 0.002 M, si ésta ionizada el 100 %.
141. Se tienen ácido sulfúrico diluido al 49 % en peso y $d = 1.1000 \text{ g/mL}$. Calcular su pH así como la cantidad de la misma que se necesitará para neutralizar 200 mL de una disolución 0.5 M de NaOH.
142. El pH de 1 litro de disolución de hidróxido sódico es 12.
- Calcular los gramos del álcali que se utilizan en la preparación de esta disolución.
 - ¿Qué volumen de agua hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea 11?
143. Calcular el pH de una solución 0.1 M de ácido cloroacético (ClCH_2COOH), si la K_a del ácido es 1.41×10^{-3} .

pH: Teoría y 232 Problemas

- 144.** El ácido sulfúrico es el compuesto más importante de la industria química y en disolución acuosa se comporta como un ácido diprótico fuerte. La constante de ionización de la segunda ionización es 1.1×10^{-2} . Si se parte de un ácido sulfúrico 0.02 M. Calcular.
- La concentración de protones si se ignora la segunda ionización.
 - La concentración de protones y el pH considerando la ionización de ambos protones.
 - El volumen de solución acuosa de hidróxido amónico 1 M que debe añadirse a la solución de sulfúrico 0.02 g para convertir todo el sulfúrico en un abono nitrogenado, sulfato amónico.
- 145.** ¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 M de ácido clorhídrico?
- 146.** 200 mL de una disolución acuosa al 35 % de cloruro de hidrogeno y densidad 1.180 g/ mL se diluyen hasta un volumen de 1 litro. Calcule el pH de la disolución resultante si la densidad de la misma es de 1.040 g/ mL.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

147. Calcular el pH de una disolución 0.01 M de ácido cianhídrico.
Datos: K_a para el ácido cianhídrico: $K_a = 4.93 \times 10^{-10}$.
148. Calcular el pH de una disolución 0.04 M de ácido acético y su grado de ionización.
149. Calcular el pH de una disolución acuosa de un ácido débil HA, cuyo grado de disociación $\alpha = 10^{-2}$.
Datos $K_a = 10^{-5}$.
150. Sabiendo que la constante de ionización del ácido acético (K_a) tiene un valor de 1.8×10^{-5} , calcule el grado de disociación del ácido acético y el pH de una disolución 0.01 M de dicho ácido.
151. El pH de una disolución 0.5 M de ácido hipocloroso a 25°C es 3.8. Calcule:
a) El porcentaje de disociación de ácido hipocloroso en estas condiciones.
b) La constante de ionización ácida del ácido hipocloroso a 25°C .
152. La concentración de iones $[\text{H}^+]$ de una disolución 0.100 M de ácido acético es de 0.00133 mol/L. Determine el pH y el pOH de dicha disolución así como la constante de disociación de este ácido en estas condiciones.
153. El pH de una disolución 0.500 M de ácido fórmico (HCOOH) es 2.05. Calcúlese la constante de equilibrio para la disociación de dicho ácido.
154. ¿Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA?, cuya constante de ionización es $k = 1.5 \times 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M.

pH: Teoría y 232 Problemas

155. A 25 °C una disolución de amoníaco contienen 0.17 g/L de este compuesto y esta ionizado a 4.3 %. Calcule:
- La constante de disociación K_c a esa temperatura.
 - El pH de la disolución.
156. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molar es 62 y que esta disociado en un 30 %. Calcular la constante de disociación de este ácido.
157. Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm³ de dicha amina gaseosa, medidos a 25 °C y 690 mm HG. Hasta completar un volumen de 500 mL de disolución. La K_b de la metilamina a 25 °C vale 5.0×10^{-4} .
158. Calcule los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un pH de 3.0.
Datos $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$, peso atómico: C = 12.01, H = 1.008, O = 16.
159. Calcule el pH de una disolución que contiene 1×10^{-3} moles de ácido hipocloroso en 100 mL de disolución.
Datos K_a para el ácido 3×10^{-8} .
160. Calcule la concentración de iones acetato y el pH de una disolución obtenida al disolver 3.0 g de ácido acético glacial en agua hasta completar 250 mL.
161. Calcule la concentración que ha de tener una disolución de ácido nitroso para que si pH sea 3.
Datos: K_a para el ácido nitroso: $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$.
162. Se dispone de un litro de una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0.2 M. el grado de disociación es del 22 %. Calcule:
- La concentración de equilibrio de disociación del ácido.
 - El pH de disolución.
 - Dibuje el siguiente material de laboratorio: probeta, bureta y matraz Erlenmeyer.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

163. Calcule el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en agua cuya concentración de protones es 1.34×10^{-3} M y la constante de disociación ácido $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.
164. a) Calcule el porcentaje de ionización del ácido acético en agua para las dos concentraciones siguientes: 0.6 M y 6×10^{-4} M. b) Explique el resultado.
Datos: la constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1.85 \times 10^{-5}$.
165. El fluoruro de hidrógeno es un ácido que en disolución 0.1 M se disocia un 10 %. Calcúlese el pH de una disolución 0.1 M de HF.
166. Calcule el pH de una disolución 10^{-5} M de ácido cianhídrico.
Dato: K_a para el ácido cianhídrico: $K_a = 4.93 \times 10^{-10}$.
167. Calcule el pH y el grado de disociación de la etilamina en una disolución 0.1 M de la misma. Datos. K_a : para la metilamina 6.5×10^{-4} .
168. Se tiene una disolución de ácido acético 1 M y se le añaden unas gotas de ácido clorhídrico concentrado de forma que la concentración de esta sea 0.01 M. Calcule el pH de la disolución resultante.
Datos: K_a para el ácido acético 1.8×10^{-5} .
169. El grado de disociación de una disolución de amoníaco en agua es igual al 0.1 % y su constante de equilibrio $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$. Escriba la expresión de la constante K_c para este equilibrio. Calcule la concentración inicial de esta disolución, así como su pH.
170. Se disuelven 12.2 g de ácido benzoico (C_6H_5-COOH) en 10 L de agua. Determine:
- a) El pH de la disolución si la K_a es 6.65×10^{-5} .
b) Grado de disociación del ácido benzoico.
171. El ácido monocloroacético ($ClCH_2-COOH$) es un ácido de fuerza media con un valor de su constante de disociación $K_a = 1.4 \times 10^{-3}$. Calcule.
- a) El pH de una disolución acuosa 0.05 M de ácido monocloroacético.
b) La concentración de iones monocloroacético y de ácido sin disociar.

172. Se tiene una disolución acuosa de un ácido monobásico, HA cuya concentración es de 8 g/L. Sabemos que su masa molar es 62 y que el grado de disociación α , es igual a 0.30. Con estos datos, y esta masa atómica del Cl = 35.5 y del H = 1, señale la respuesta correcta en las siguientes preguntas.
- La molaridad y fracción molar de esta disolución de ácido HA son, respectivamente:
a) 1.3 y 0.023 b) 0.13 y 0.023 c) 0.13 y 0.0013 d) 1.3×10^{-1} y 2.3×10^{-3}
 - La constante de disociación del ácido será:
a) 1.7×10^{-4} b) 1.7×10^{-3} c) 1.7×10^{-2} d) ninguno de ellos
 - El pH de esta disolución inicial de HA es.
a) 1.41 b) 0.89 c) 1.77 d) 2.64
 - Si a 100 mL de la disolución inicial de ácido le añadimos 1 gramos de HCl, contenido en un volumen despreciable frente al de la disolución, el grado de disociación será:
a) 0.050 b) 0.053 c) 0.055 d) 0.057
 - La concentración de iones H^+ y el pH de la disolución resultante serán respectivamente.
a) 0.281 mol/L y 0.340 b) 0.281 mol/L y 0.550 c) 0.340 mol/L y 0.287 d) 0.540 mol/L y 0.287
173. El ácido clorhídrico es un ácido fuerte el ácido acético, CH_3COOH es un ácido débil con una constante de disociación igual a 1.8×10^{-5} .
- Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 1 M de cada ácido.
 - Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 10^{-2} M de cada ácido.
 - Relacione las respuestas anteriores y justifique las variaciones que observa.
174. El grado de disociación de una disolución 0.1 M de ácido acético en agua vale $\alpha = 1.2 \times 10^{-2}$. ¿Qué concentración de HCl en agua produciría el mismo pH y cuál sería su valor?
Nota: El HCl en agua está totalmente disociado.
175. Calcule la concentración molar de una disolución de ácido sulfúrico que tenga el mismo pH que a otra de ácido acético 0.374 M.
176. Determine el pH de un vinagre, de densidad 1.004 g/mL, que tienen un 4 % en más de ácido acético. ¿Cuál es el grado de disociación del ácido acético en este vinagre?
Dato: K_a para el ácido acético 1.8×10^{-5} .

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

177. a) Calcule la constante de ionización de un ácido débil monoprotico que esta ionizado al 2.5 % en disolución 0.2 M. b) Se desea preparar 1 litro de disolución de ácido clorhídrico que tenga el mismo pH que la disolución anterior. ¿Qué volumen de HCl de concentración 0.4 M habrá que tomar?
178. Un ácido monoprotico HB esta ionizado un 4.11 % en disolución 10^{-2} M. Calcular la constante de ionización de dicho ácido.
179. La adición de 0.4 moles de una base débil a un determinado volumen de agua permiten la obtención de 0.5 L de una disolución con pH igual a 11. Calcule:
- La concentración inicial de la base en esta disolución.
 - La concentración de iones OH^- de la misma.
 - La constante de la base K_b .
180. Una disolución 0.20 M de ácido acético esta ionizada el 0.94 %. Calcule:
- La constante de ácido K_a .
 - El grado de disociación de una disolución 0.10 M de dicho ácido.
 - El pH de ambas disoluciones ácidas.
181. Se desean preparar 250 mL de una disolución de amoníaco 1.0 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % de masa y de 0.9 g/mL de densidad. Calcule:
- El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %.
 - El pH de ambas disoluciones.
Datos K_b (amoníaco) = 1.8×10^{-5} .
182. Determinar el % en que se encuentra disociado el ácido carbónico a la temperatura ambiente, sabiendo que su primera constante de disociación es 3×10^{-7} en una solución 0.1 M.
183. Calcular el pH de una solución 0.01 M de H_3PO_4 . $K_a = 7.69 \times 10^{-3}$.

pH: Teoría y 232 Problemas

- 184.** Tenemos una disolución acuosa pura de acetato de sodio 0.2 M a 25 ° C. para dicha disolución se pide:
- Escribir el equilibrio de la hidrólisis.
 - El valor de pH.
 - Calcular la molaridad del ácido acético presente “no disociado”.
Datos: K_a para el HAc = 2×10^{-5} .
- 185.** Se preparan soluciones 0.1 M de las siguientes sales, HN_4 , Cl , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ y NaNO_2 . Indicar cuál de ellas presenta el pH más elevado justificando la respuesta.
- 186.** Se tiene una disolución de acetato sódico 0.1 M. sabiendo que la constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ y que el producto iónico del agua $K_w = 10^{-14}$ señale el resultado correcto en las siguientes preguntas.
- La constante K_b del ión acetato será:
 - 1.8×10^{-5}
 - 0.2×10^{-9}
 - 5.5×10^{-10}
 - ninguno de los resultado es correcto
 - El grado de disociación, α , será:
 - 7.4×10^{-8}
 - 1.4×10^{-5}
 - 4.2×10^{-3}
 - ninguno de los resultados es correcto
 - La concentración de H_3O^+ y OH^- será respectivamente:
 - 1.35×10^{-8} y 7.4×10^{-8}
 - 1.35×10^{-6} y 7.4×10^{-9}
 - 1.35×10^{-8} y 7.4×10^{-7}
 - ninguna es correcta.
 - El pH de la disolución será:
 - 9.0
 - 9.1
 - 8
 - 8.9
- 187.** Una disolución de amoníaco 0.1 M y $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ se valora con HBr (ácido fuerte) 0.1 M. de los indicadores ácido-base que se relacionan a continuación, indicar, explicando, cual debería utilizarse para detectar el punto de equivalencia en dicha valoración:

Indicador	Cambio de color- intervalo de pH
Rojo de metilo	4.2 – 6.2
Fenolftaleína	8.2 – 10
Amarillo de alizarina	10.1 – 12

- 188.** Calcula el pH de una disolución 0.01 M de $\text{CH}_2\text{Cl-COONH}_4$ 0.01 M.
Datos $pK_a = 2.9$, $pK_b = 4.8$

Grupo D. Disoluciones Amortiguadoras o Tampón.

- 189.** La constante de ionización del hidróxido amónico a 25 °C es 1.8×10^{-5} .
Calcular:
- El pH de una disolución acuosa 0.02 M de hidróxido de amonio.
 - El pH de otra disolución que contiene 0.535 g de cloruro de amonio en 500 mL de agua.
 - Justifica brevemente los resultados obtenidos en el apartado b) y explicar, así mismo las posibles diferencias con a).
- 190.** Calcule el pH de la solución resultante al añadir 4 g de NaF a 250 ml de HF 0.25 M.
Datos: K_a para el HF = 6.8×10^{-4} . Pesos atómicos Na = 22.98, F = 18.99.
- 191.** Indicar si la siguiente afirmación es cierto o falsa, justificando brevemente la respuesta. Al mezclar NaOH y CH₃-COOH es una proporción molar 1:2, respectivamente, la disolución resultante podrá actuar como tampón.
- 192.** Calcula el pH de la disolución que es 0.5 M en cloruro de amonio y 0.4 M en amoniaco. ¿Qué variación de pH se produce si a 25 mL de la anterior disolución se le añade 5 mL de HCl 0.3 M? ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).
- 193.** Se mezclan 50 mL de una disolución 0.1 M de ácido acético con otros 50 mL de otra disolución 0.2 M de acetato de sodio. Calcule el pH de la disolución resultante.
Datos K_a para el ácido acético 1.8×10^{-5} .
- 194.** Tenemos una disolución reguladora constituida por una mezcla de ácido acético y de acetato sódico, ambos a una concentración 0.1 M. Calcular:
- El valor de pH de dicha disolución.
 - ¿Variara mucho el valor del pH si se añade una pequeña cantidad de hidróxido sódico? Justifique su respuesta.
Datos: K ionización del hidróxido amónico es 1.8×10^{-5} . Calcular el grado de ionización del hidróxido amónico y el pH de: a) una disolución 0.01 M de hidróxido amónico. b) la disolución resultante al añadir a 500 mL de la disolución anterior 0.535 g de cloruro amónico.
 - Coméntese brevemente la variación observada en el grado de ionización del hidróxido amónico en a) y b). ¿A qué se debe esta variación?

195. Se pide: a) Calcule el valor de pH de una disolución 0.05 M de ácido acético ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) b) si añadimos a esa disolución una cantidad de acetato de sodio en la proporción de 0.025 moles/L, ¿Variará el pH sensiblemente? Calcular el pH resultante. c) Razonar brevemente el resultado obtenido en b).

Grupo E. Reacciones Ácido-Base.

196. Al mezclar 10 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0.001 M con 10 mL de ácido clorhídrico de concentración desconocida se obtiene una disolución de $\text{pH} = 10$. Calcule la concentración del ácido.
197. Una muestra de ácido tricloroacético, $\text{Cl}_3\text{C-COOH}$, que pesa 1.85 g se disuelve en 100 mL de agua y la disolución se neutraliza con 20 mL de una disolución de hidróxido sódico. Calcule:
- La concentración de la base.
 - El pH de ambas disoluciones antes de iniciar la neutralización.
- Datos: constante de disociación del ácido $K_a = 10^{-9.9}$.
198. a) ¿Cuál es el pH resultante cuando se mezclan 12.5 mL de NaOH 0.32 M con 50 mL de HCl 0.10 M? b) ¿Alguno de los dos reactivos puede ser considerado como limitante? c) Indique desarrolladamente como prepararía la disolución ácida de 50 mL HCl 0.10 M partiendo de HCl 12 M.
199. Se hace reaccionar 12.5 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0.32 M con 50 mL de ácido clorhídrico 0.10 M. a) ¿Calcule el pH de la disolución resultante? b) ¿Alguno de los reactivos tendría la consideración limitante? ¿Por qué?
200. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 62 y que está disociado en un 30%. Calcule la constante de disociación del ácido. Después de añadir a 100 cm³ de la disolución anterior, un volumen de HCl concentrado que contenga 1 gramo de ácido. Conocida la masa molecular del HCl = 36.5 g/mol y considerando despreciable el volumen de HCl añadido frente al de la disolución, calcular el grado de disociación y la concentración de protones disociados resultante.

Édgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

- 201.** Un vaso de precipitados contiene 100 mL de una disolución de ácido hipocloroso, HOCl, de concentración desconocida. Para conocerla valoramos la disolución 0.100 M de NaOH, encontrando que el punto de equivalencia se alcanza cuando hemos agregado 40 mL de hidróxido sódico. Calcular:
- La concentración inicial del ácido.
 - Suponiendo que el pH de la disolución inicial del ácido hipocloroso fuese igual a 4.46. ¿Cuál será el valor K_a del ácido? ¿Cuál será el grado de disociación?
 - ¿Cuál será la concentración de iones ClO^- una vez alcanzado el punto de valencia?
- 202.** Hallar la pureza de una sosa cáustica comercial impurificada con cloruro de sodio, sabiendo que se disuelven 28.14 g de la misma de ácido clorhídrico 0.51 M.
- 203.** Calcula: a) el pH de 50 ml de HCl de concentración 0.01 M, b) el pH de 50 ml de Ba (OH)₂ de concentración 0.01 M, c) el pH resultante de la mezcla de las disoluciones anteriores.
- 204.** Se añaden 40 mL de hidróxido de sodio 0.10 M a 10 mL de ácido clorhídrico 0.45 M. ¿Cuál es el pH de la disolución resultante?
- 205.** Se requiere proceder a la valoración de 200 mL de una disolución de H₂SO₄ empleando para ello una disolución 0.1 M de KOH. Al realizar la neutralización resulta que se han consumido 300 mL de la disolución básica. Calcular:
- ¿Cuál será la concentración del ácido?
 - ¿Cuál será el pH de la disolución inicial del ácido? ¿Y el de la disolución resultante de la neutralización?
- 206.** Se requiere saber cuántos gramos de ácido nítrico hay en 50 mL de una disolución. Para ello se valoran con 20 mL de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo en 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial? ¿Cuál es su molaridad?

pH: Teoría y 232 Problemas

207. Establecer las especies iónicas principales presentes en las disoluciones obtenidas mezclando volúmenes iguales de las disoluciones indicadas y calcular el pH de la disolución resultante.
- a) 0.12 M HCl; 0.20 M NaOH.
 - b) 0.25 M HCl; 0.25 M NaOH.
 - c) 0.20 M HCl; 0.15 M NaOH.
208. 15 mL de una solución de NaOH necesitan para su neutralización 22 mL de HCl 1M. Calcular el peso de NaOH contenido en 1 litro de solución.
209. Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con 33.16 mL de disolución 0.15 M de KOH. Calcule:
- a) La masa molecular del ácido.
 - b) El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 mL de la base, suponiendo un volumen final de 50 mL.
210. Calcule el pH de:
- a) 20 mL de una disolución de ácido acético $\text{CH}_3\text{-COOH}$, de concentración 0.01 M.
 - b) 5 mL de una disolución NaOH de concentración 0.05 M.
 - c) La mezcla de las dos disoluciones suponiendo que los volúmenes son aditivos.
Datos: constantes $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.
211. ¿Cuántos mL de solución 0.2 M de ácido sulfúrico serán precisos para neutralizar 40 mL de una solución que contiene 4 g/L de hidróxido sódico?

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

212. Calcular el pH de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de las disoluciones siguientes:
- HCl 0.2 M.
 - Una disolución que contiene 6.4 g/L de NaOH.
 - KOH 0.04 M.
213. Indicar cómo se procede para preparar un litro de una solución de ácido clorhídrico 1 N a partir de un producto comercial que tiene una riqueza del 37 % y una densidad de 1.19 g/mL.
214. Indicar cómo se prepara un litro de hidróxido sódico 1 N y cómo se valora para comprobar su concentración.
215. Para valorar una mezcla de carbonato y bicarbonato se pipetea en un Erlenmeyer 20 mL de la solución problema, se diluye con agua y se valora en presencia de fenolftaleína (pK_a fenolftaleína = 8.9) gastándose 11.2 mL de clorhídrico 0.1 N. A continuación se añaden al mismo Erlenmeyer dos gotas de naranja de metilo ($pK_a = 3.7$) y se procede a la valoración de nuevo con HCl 0.1 N gastándose 29.2 mL. Calcular la concentración, expresada en mg/100 mL y en molaridad, del carbonato y bicarbonato sódicos de la solución.
216. Se parte de 1 litro de agua destilada que se supone está a pH 7. Calcular la cantidad de HCl 1 mM que habría que añadirle para que el pH pase a 6, a continuación para que pase a pH 5 y así sucesivamente hasta pH 1. Si parece necesario, se puede usar HCl de otras concentraciones. Hacer una tabla con los volúmenes de HCl que se necesitan, su concentración, la cantidad de protones en el agua, la concentración de protones del agua y el pH. Deducir, a partir de los datos, la característica más llamativa del pH.
217. En un Erlenmeyer (1) se ponen 20 mL de agua, lo mismo en otro que se denomina (3). En otro Erlenmeyer (2) se mezclan 10 mL de K_2HPO_4 0.2 M con 10 mL de KH_2PO_4 . Se hace lo mismo en otro Erlenmeyer que se denomina (4). A los Erlenmeyer (1) y (2) se les añade naranja de metilo. A los (3) y (4) fenolftaleína. A los (1) y (2) se les añaden 2 mL de HCl 0.2 N. A los (2) y (4) se les añaden 2 mL de OHNa 0.2 N. Indicar lo que ocurre y explicarlo de acuerdo a la teoría ácido-base.

pH: Teoría y 232 Problemas

218. Se mezclan en 7 Erlenmeyer las siguientes soluciones de fosfato mono y dibásicos. Se mide el pH de cada solución dando los valores siguientes:

Vaso	H ₂ KPO ₄ 0.2 M (mL)	H ₂ KPO ₄ 0.2 M (mL)	pH
1	19.8	0.2	4.85
2	18	1.8	5.55
3	15	5	6.30
4	10	10	6.80
5	5	15	7.25
6	1.8	18	7.80
7	0.2	19.8	8.65

Calcular el pKa del tampón usando una representación gráfica.

219. Se parte de 50 mL de una solución de ácido acético 0.05 M a la que se le añade gradualmente y con una pipeta alícuota de HONa 0.2 N de los siguientes volúmenes (en mL): 1, 1, 1, 2, 2, 2, 1, 1, 1 y 0.5. Después de cada adición se agita bien y se determina el pH. Nosotros no los conocemos, pero tomando como valor del pKa del acético 5, determinar la forma que tendría la curva de valoración tanto en la representación lineal como en la logarítmica.
220. Se hace lo mismo para valorar una solución de amoníaco 0.05 M con HCl 0.2 N. Tomar como valor para el pKa del amoníaco 9.
221. Se parte de una solución del clorhidrato de alanina (la forma protonado del aminoácido) cuyos pKa son 2 y 10. Construir la curva de valoración del aminoácido e indicar en cada punto la forma iónica presente. En presencia de formaldehído el pKa del grupo -NH₂ de los aminoácidos disminuye 3 unidades debido a que se forma el correspondiente derivado hidroximetilado. Construir ahora su curva de valoración.
222. ¿Cuál es la proporción entre base y ácido a pH 4, 5, 6, 7 y 8 para un ácido cuyo pKa sea 6?
223. ¿Qué cantidad de HCl 0.1 N se debe añadir a 20 mL de fosfato 40 mM pH 6.5 para que el pH baje hasta 5? Hacer el mismo cálculo para el mismo volumen de agua. ¿Cuál es la concentración de protones en ambos casos?
224. Hacer los mismos cálculos del problema anterior para subir el pH hasta 8 utilizando NaOH 0.1 N.
225. Una muestra de 3 g de ácido ascórbico (vitamina C) se disuelve en 200 mL de agua y se valora con NaOH 0.5 M, de forma que se requieren 34.1 ml de esta última para alcanzar el punto final. Sabiendo que el ácido ascórbico tiene un solo grupo titulable, calcular el peso molecular de dicho ácido.

Edgar Vázquez Contreras y Tania Guadalupe Rojas Pérez

226. Escribir la estructura iónica predominante de cada uno de los siguientes aminoácidos a pH 3.0, 7.0 y 13.0; (a) glicocola, (b) glutamato, (c) histidina, (d) asparagina, (e) serina y (f) prolina.
227. Se tienen 400 mL de una solución 0.1 M de glicina a su punto isoeléctrico y se le añaden 100 mL de ácido acético 0.5 M. Calcular el pH de la mezcla y la concentración aproximada de la forma isoeléctrica de la glicina en la mezcla.
228. Calcular para los siguientes aminoácidos a pH 7.0 la proporción entre las formas desprotonada y protonada de cada grupo ionizable e identificar las especies predominantes: (a) treonina, (b) triptófano, (c) lisina y (d) aspartato.
229. (a) El valor del pK_a del grupo sulfhidrilo de la cisteína es 8.33. Calcular la relación entre el anión sulfuro y el grupo sulfhidrilo libre a pH 7.0 (b) Repetir el análisis anterior para el grupo hidroxilo de una cadena lateral de tirosina, cuyo pK_a es 10.11.
230. Predecir la dirección de la emigración [es decir, estacionario (0), hacia el cátodo (C) o hacia el ánodo(A)] de los siguientes péptidos, durante la electroforesis sobre papel a pH 1.9; 3.0; 6.5 y 10.0:
a) Lys-Gly-Ala-Gly; b) Lys-Gly-Ala-Glu; c) His-Gly-Ala-Glu; d) Glu-Gly-Ala-Glu; e) Gln-Gly-Ala-Lys,
231. 1.2 mg de un péptido de composición: Ile-Pro-Lys-Tyr-His-Phe-Asp-Asp-Thr-Glu-Met-Lys-Cys-Arg (tomar 100 g/mol de Aa) se disuelven en 70 mL de tampón fosfato 25 mM, pH 7. Se quiere ajustar la solución a pH 8.5. Para ello se dispone de HCl y NaOH ambos 0.1 M. Indicar cuál de ellos hay que usar y qué volumen se necesitaría.
232. Indique razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:
- a) De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry el carácter básico del amoníaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo OH^- de la molécula de agua.
- b) Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2.17 la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0.001 y 0.01.
- c) En disoluciones acuosas el ión HCO^- se comporta como un electrolito anfótero.