



TECNOLÓGICO DE ESTUDIOS
SUPERIORES DE ECATEPEC

INGENIERÍA QUÍMICA
QUÍMICA ANALÍTICA

PRÁCTICA 5. EQUILIBRIO ACIDO-BASE
SOLUCIONES AMORTIGUADORAS DEL
pH

4201

MARTINEZ GASPAR DANA YURICO

PROF. Leandro Rodrigo González
González

05/06/2023



INTRODCCION

Las disoluciones amortiguadoras son frecuentes en la naturaleza, como es el caso del sistema $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ que predomina en el plasma y fluido intersticial (Vega & Konigsberg, 2001). Asimismo, los amortiguadores tienen diversas aplicaciones, como en los medios empleados en los cultivos bacterianos que requieren de cierto valor de pH para que las bacterias crezcan (Umland & Bellama, 1999). Una disolución amortiguadora, llamada también disolución reguladora, buffer o tampón (Harris, 2001), es aquella que tiene la capacidad de regular los cambios bruscos de pH debidos a la adición de ácidos o bases fuertes y de resistir los cambios de pH por efecto de diluciones (Skoog et al, 2001). Una disolución amortiguadora está formada por un ácido débil y su base conjugada o bien por un base débil y su ácido conjugado; de manera tal que en la misma disolución coexisten un componente que reacciona con los ácidos (la base) y otro que reacciona con las bases (el ácido).

Cuadro No. 1 Ejemplos de disoluciones amortiguadoras, reguladoras, buffer o tampón

Amortiguador	Ácido	Base	pKa	(Acido) M	(Base) M	pH	(Amorti) M
Acetatos	CH_3COOH	CH_3COONa	4.74	1.0	1.0	4.74	2.0
Fosfatos	NaH_2PO_4	Na_2HPO_4	7.20	0.50	1.0	7.50	1.5
Amoniacal	NH_4Cl	NH_3	9.24	0.15	0.45	9.71	0.60
Carbonatos	NaCO_3	NaCO_3	10.33	0.07	0.08	10.38	0.15

M= Molaridad

Amorti= Amortiguador

(M)= Concentración Molar.

Como podemos observar en el cuadro anterior, la concentración molar del amortiguador se obtiene al sumar las concentraciones que tienen en la disolución el ácido y la base. Para obtener el valor de pH de una disolución amortiguadora se emplea la ecuación de Henderson-Hasselbach (Rubinson & Rubinson, 2000):

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

En donde: $\text{pKa} = -\log K_a$

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

El valor de pKa es constante y como se observa en esta ecuación, se requiere un cambio en la proporción base/ácido de 10 ($\log 10 = 1$) para cambiar el pH en una unidad. Mientras más grandes sean las proporciones de ácido/base mayor será la capacidad amortiguadora (Harris, 2001). Se define como capacidad amortiguadora el número de moles de H_3O^+ (o de $-\text{OH}$) que se requieren para cambiar en una unidad el pH de un litro de disolución reguladora (Vega & Konigsberg, 2001).



También hay soluciones buffers que amortiguan los cambios de pH en la región básica, las cuales son preparadas usando bases débiles y sus sales con ácidos fuertes, las ecuaciones análogas a las anteriores serían:

$$pOH = pK_b + \log \left(\frac{[\text{sal del ácido}]}{[\text{base}]}\right)$$

En donde: $pK_b = -\log K_b$

$$pOH = -\log K_b + \log \left(\frac{[\text{sal del ácido}]}{[\text{base}]}\right)$$

¿Por qué de la importancia, utilidad y aplicación de las soluciones amortiguadoras en los procesos químicos y bioquímicos?

La aplicación más importante de estas soluciones reside en el estudio de la regulación del equilibrio ácido=base en los sistemas biológicos, por eso a nivel de experimentos bioquímicos se utilizan para controlar el pH de reacciones in vitro.

Los sistemas amortiguadores son de vital importancia para mantener las condiciones en el cuerpo y este puede realizar sus funciones de manera natural. Por esta razón, una variación de este valor puede servir como indicador de alguna enfermedad como la diabetes.

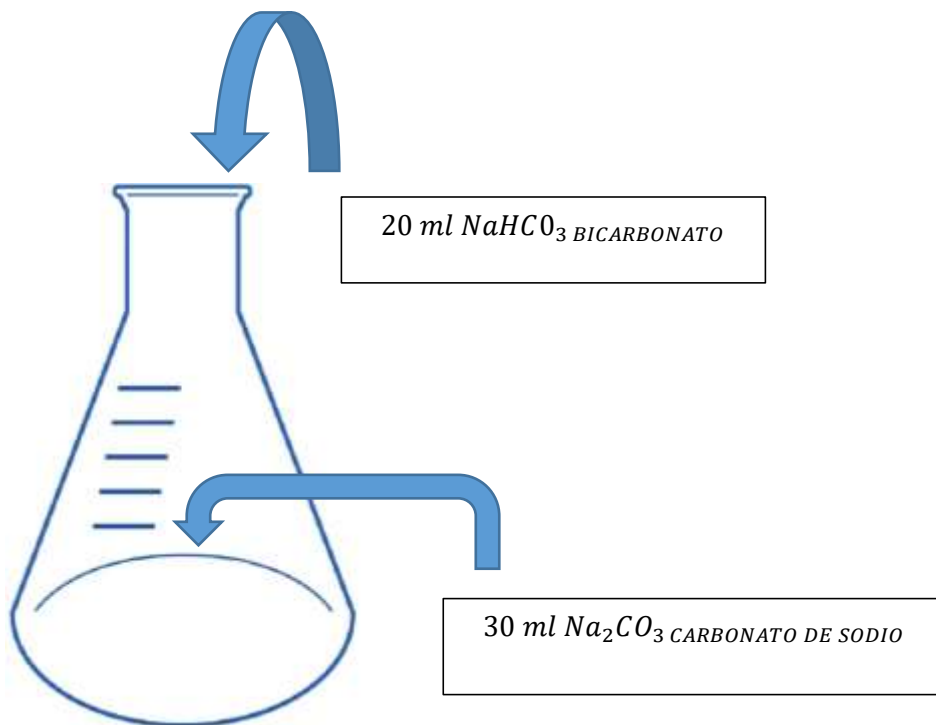
Farmacopea de los estados unidos mexicanos FEUM, o la farmacopea de los Estados Unidos de Norteamérica USP .

Los orígenes de nuestra Farmacopea se remontan a los antiguos mexicanos, quienes ya desde entonces se dieron a la tarea de organizar las características y usos de sus prácticas curativas. Ya los frailes franciscanos de la época colonial apuntaban que en Tenochtitlán existía una estructura de salud que incluía a los tlama (médicos), a los texoxolatitl (cirujanos), a los tesor (sangradores), y en el aspecto farmacéutico, a los papini o recolectores y seleccionadores, así como a los panamacani o preparadores de medicamentos, y a boticarios llamados panamacoyan.

Durante la práctica se desarrollarán los cálculos requeridos para la obtención de un pH de las sustancias, tomando en cuenta la solución amortiguadora que ayude a la regulación de cambio de pH y la molaridad que presentan las reacciones químicas. Asimismo, se conocerá la solubilidad que tienen las sustancias al interactuar con otras que en este caso es la acidez o basicidad.



RESULTADOS



Concentración NaHCO_3 1.0 M

$$1.0 \text{ M} = \frac{w}{(P.M)(V)}$$

$$1.0 \text{ M} = \frac{w}{(84 \frac{\text{g}}{\text{mol}})(0.02 \text{ l})}$$

$$w = (1.0 \text{ M})(84 \frac{\text{g}}{\text{mol}})(0.02 \text{ l})$$

$$w = \mathbf{1.68 \text{ g Na}_2\text{HCO}_3}$$

Concentración Na_2CO_3 1.0 M

$$1.0 \text{ M} = \frac{w}{(P.M)(V)}$$

$$1.0 \text{ M} = \frac{w}{(106 \frac{\text{g}}{\text{mol}})(0.02 \text{ l})}$$



$$w = (1.0 M) \left(106 \frac{g}{mol} \right) (0.03 l)$$

$$w = 3.18 g Na_2CO_3$$

Concentración de NaOH

$$0.10 M = \frac{w}{(P.M)(V)}$$

$$1.0 M = \frac{w}{\left(40 \frac{g}{mol} \right) (0.1 l)}$$

$$w = (0.10 M) \left(40 \frac{g}{mol} \right) (0.1 l)$$

$$w = 0.4 g NaOH$$

1. – Sustancia básica

$$M = \frac{(0.02 l)(1.0 M)}{(0.05 l)} = 0.4 \frac{mol}{l} NaHCO_3$$

2. – Sustancia acida

$$M = \frac{(0.03 l)(1.0 M)}{(0.05 l)} = 0.6 \frac{mol}{l} Na_2CO_3$$

A. – Matraz 1

Fórmula para calcular el pH de sustancias acido – base:

$$pH = pKa + \log \left[\frac{base}{acido} \right]$$

Por lo tanto:

$$pKa = -\log Ka$$

$$pH = -\log Ka + \log \left[\frac{base}{acido} \right]$$

Sustitución de valores

Primeramente la división de las concentraciones de ambas sustancias



$$pH = 10.32 + \log \left[\frac{0.4 M}{0.6 M} \right]$$

$$pH = 10.32 + \log[0.6666]$$

$$pH = 10.32 + [-0.1761]$$

$$\underline{pH = 10.14}$$

A. – Matraz 2

$$pH = pKb + \log \left[\frac{acido}{base} \right]$$

Por lo tanto:

$$pKb = -\log Kb$$

$$pH = -\log Kb + \log \left[\frac{acido}{base} \right]$$

Sustitución de valores

Primeramente la división de las concentraciones de ambas sustancias

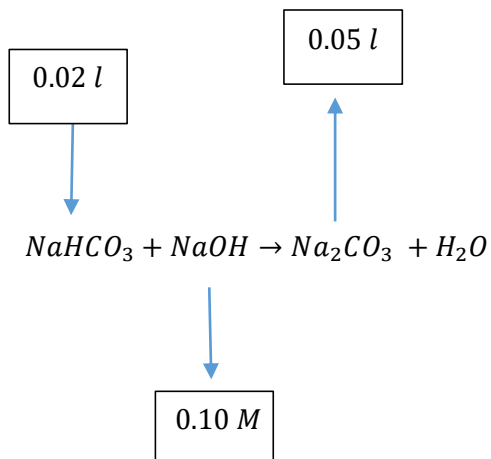
$$pH = 10.33 + \log \left[\frac{0.6 M}{0.4 M} \right]$$

$$pH = 10.33 + \log[1.5]$$

$$pH = 10.33 + [0.1760]$$

$$\underline{pH = 10.50}$$

B. – Matraz 2





Concentración de Na_2CO_3 en NaOH

NaHCO_3 :

Litros de la solución (0.02 l)

Concentración de la solución: 0.6 M

$$(0.02 \text{ l})(0.6 \text{ M}) = 0.012 \text{ mol}$$

Na_2CO_3 :

Litros de la solución (0.05 l)

Concentración de la solución: 1.0 M

$$(0.05 \text{ l})(1.0 \text{ M}) = 0.05 \text{ mol}$$

Concentración total:

$$0.05 - 0.012 = 0.038$$

$$\text{pH} = \text{pKb} + \log \left[\frac{\text{base}}{\text{ácido}} \right]$$

$$\text{pKb} = -\log K_b$$

$$\text{pH} = -\log K_b + \log \left[\frac{\text{base}}{\text{ácido}} \right]$$

Sustitución de valores:

$$\text{pH} = 4.5 + \log \left[\frac{0.038 \text{ M}}{0.10 \text{ M}} \right]$$

$$\text{pH} = 4.5 + \log[0.38]$$

$$\text{pH} = 4.5 + [-0.4202]$$

$$\underline{\text{pH} = 4.07}$$

A. –EFECTO DE LA RELACIÓN $\frac{\text{ÁCIDO}}{\text{BASE}}$ CONJUGADA SOBRE EL pH

Nombre y Fórmula de la solución amortiguadora NaOH

Matraz No	Vol. Solución A	Vol. Solución B	pH
1	1 ml	5 ml	9.82
2	3 ml	10 ml	9.51



CONCLUSIONES

Es importante conocer las soluciones que actúan como amortiguadoras dentro de los reactivos ácido/base para titular y a su vez, obtener el pH de dichas soluciones. Además, los cálculos para el desarrollo de la práctica permiten entender y conocer las manipulaciones que tienen las sustancias al interactuar con otras, las cuales son; tanto los ácidos como las bases pueden actuar como sustancias anfóteras, un ejemplo de ello, es el agua (H_2O), ya que puede interactuar como ácido cuando dona el protón y como base cuando recibe el protón. Esto con el fin de poder separar diferentes cationes del mismo compuesto. Esto las hace capaces de neutralizar las variaciones del pH del medio. Liberando los protones del medio y obteniendo un producto ionizado y un ion de dicho compuesto. También, el pH es alterado por la sustancia amortiguadora, al igual que la molaridad de la sustancia. El hecho de hacer una titulación ácido-base es para poder observar la reacción química que procede de las sustancias, así como la acidez o basicidad que tiene cada una de estas. Por lo tanto, se concluye en que toda sustancia amortiguadora siempre va a existir una alteración de molaridad y un cambio de pH por el medio de interacción de las moléculas de las sustancias a reaccionar. Obteniendo así, un catión y un anión. Así que, una vez más podemos afirmar la teoría de los ácidos y bases de Lewis.

BIBLIOGRAFIA

- Harris Daniel C. 2001. *Análisis químico cuantitativo*. 2ª edición. Editorial Reverté, S.A. México.
- Hernández Luis R. 1978. *Bioquímica Experimental* 1ª Edición Editorial Limusa Mexico. Robinson J.F., Robinson K.A. 2000. *Química Analítica Contemporánea*. 1ª ed. Prentice Hall, México.
- Skoog Douglas A., West Donald M., Holler F. James, Crouch Stanley R. 2008. *Fundamentos de Química Analítica*. 8ª edición. Thomson Learning, México.
- Umland J.B., Bellama J.M. *Química General*. 2000. 3a edición. International Thomson Editores, S.A. de C.V.