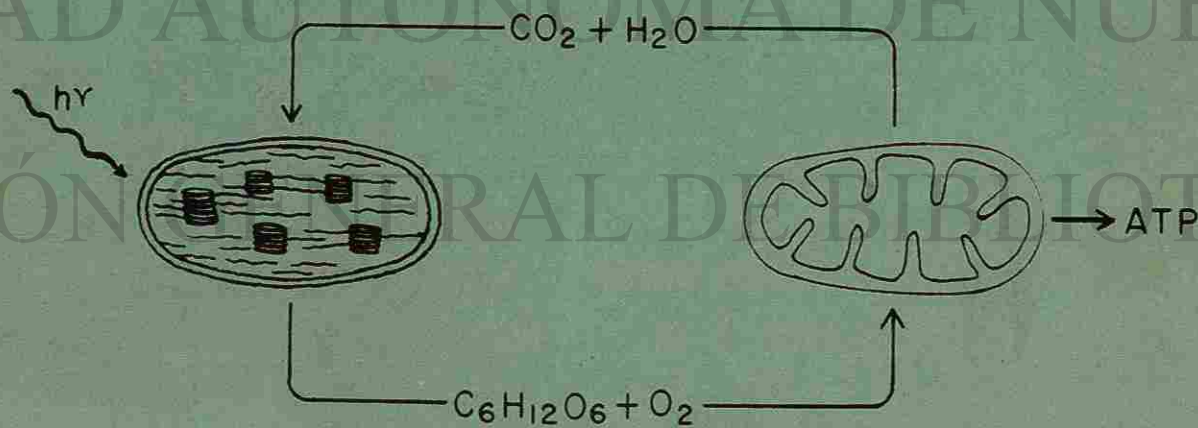


UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

FACULTAD DE CIENCIAS BIOLÓGICAS

ESTRUCTURA Y FUNCIÓN
CELULAR
(PRIMERA PARTE)



H583
167

Small
Library

Small
Library

Small
Library

Small
Library

Small
Library

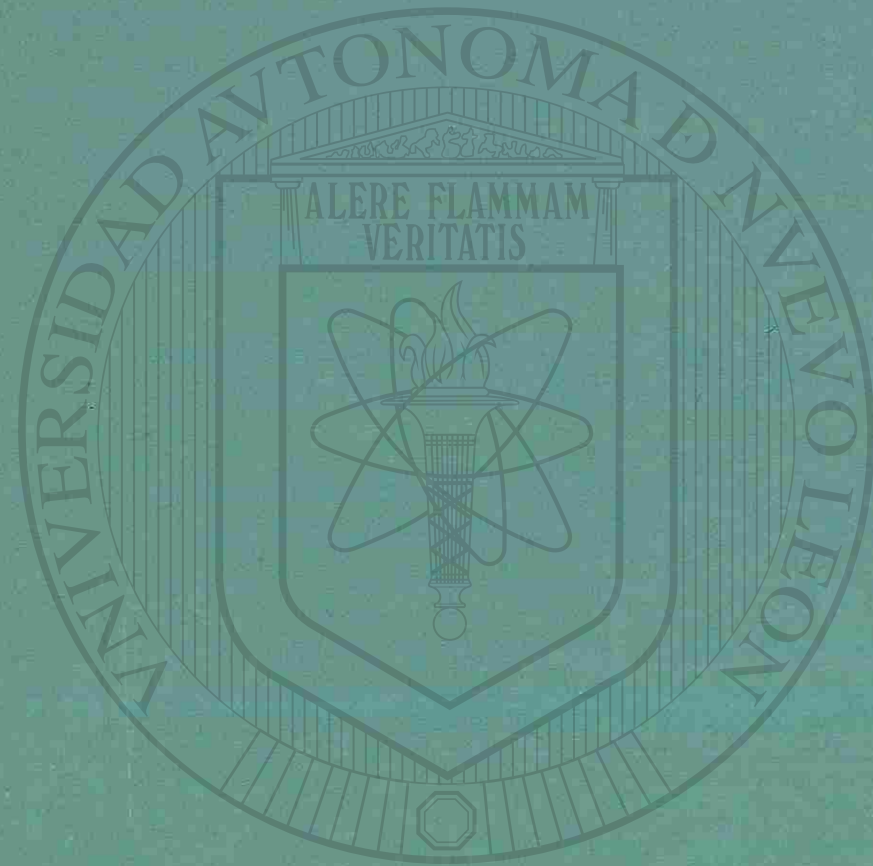
Small
Library

H 583
M 67

Small
Library



1020111448



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES (ESTADIA)

P R O L O G O

Los presentes apuntes y ejercicios experimentales han sido diseñados y elaborados con la intención de auxiliar al estudiante del curso de Fisiología Celular a complementar algunos conceptos básicos indispensables para la comprensión de esta disciplina. Estos apuntes constan de dos partes.

El entendimiento de aspectos tales como el manejo, comprensión y significado del pH, maneras de expresar la concentración de soluciones, preparación de soluciones amortiguadoras del pH etc, son absolutamente indispensables para la comprensión correcta de la función celular. Sin esto, el estudiante está inhabilitado para resolver en forma correcta muchos de los problemas en Fisiología Celular que involucran procedimientos experimentales. Por esta razón los temas antes citados son los primeros que se abordan en esta primera parte del aspecto práctico del curso.

Agradezco la colaboración del profesor Carlos H. Briseño por su desinteresada ayuda al revisar, aumentar y sugerir algunas modificaciones que creo han dado una más clara exposición de los conceptos explicados. Asimismo la colaboración de los maestros Q.B.P. Licet Villarreal y Biól. Gerardo Guajardo.

BIOL. MARID R. MORALES VALLARTA

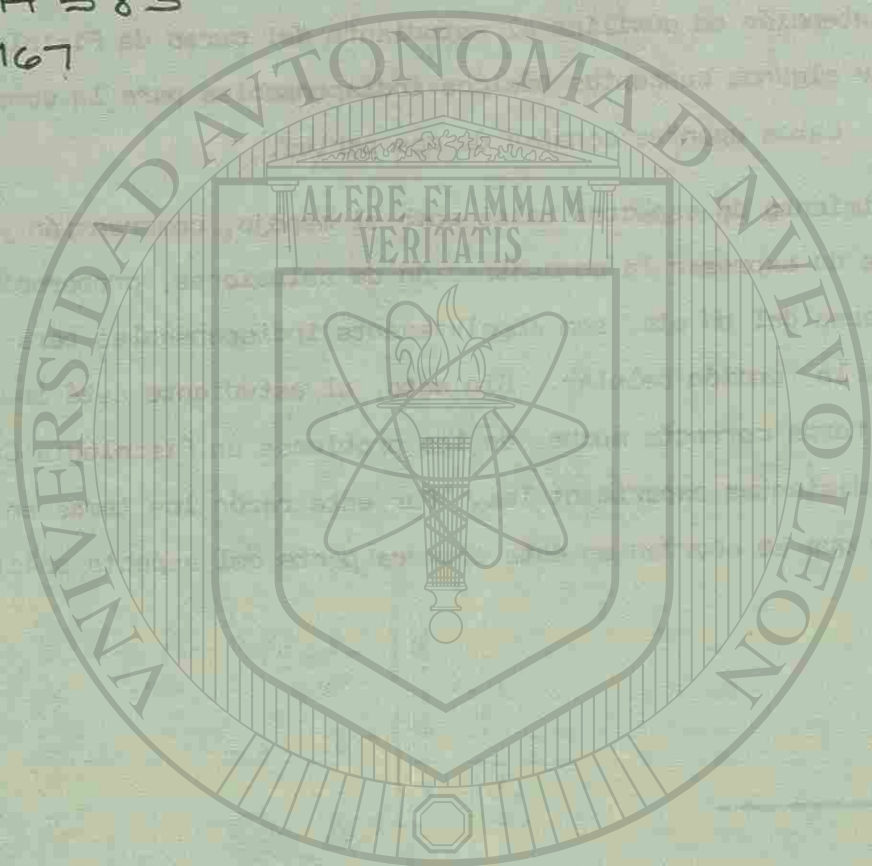


m

999773

QH 583

. M67



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO UNIVERSITARIO
FONDO UNIV. 210

27-IV-06
M. J. M.

PREPARACION DE SOLUCIONES VALORADAS (ESTANDAR)

INTRODUCCION.- El conocer la manera de preparar soluciones valoradas en cualquiera de sus modalidades de concentración es fundamental como introducción al estudio experimental de diversos fenómenos biológicos y no-biológicos que involucran soluciones en sus procedimientos. El estudio de la función celular (Fisiología Celular) representa la búsqueda de la manera en que se llevan a cabo los diferentes procesos celulares, que son en sí mismos la manifestación concreta de la vida de la célula, vida que, en una u otra forma, requiere para su manifestación la presencia de agua. En su más íntimo nivel, la vida de una célula no es otra cosa que una serie de reacciones y/o procesos fisicoquímicos que garantizan la autorreproducción de un sistema y que se llevan a cabo en un medio acuoso incluído de solutos y material coloidal, contenidos todos ellos en un recipiente membranoso llamado estructura celular.

CONCEPTO DE SOLUCION

Una solución puede definirse como una mezcla homogénea de un soluto o solutos en un solvente.



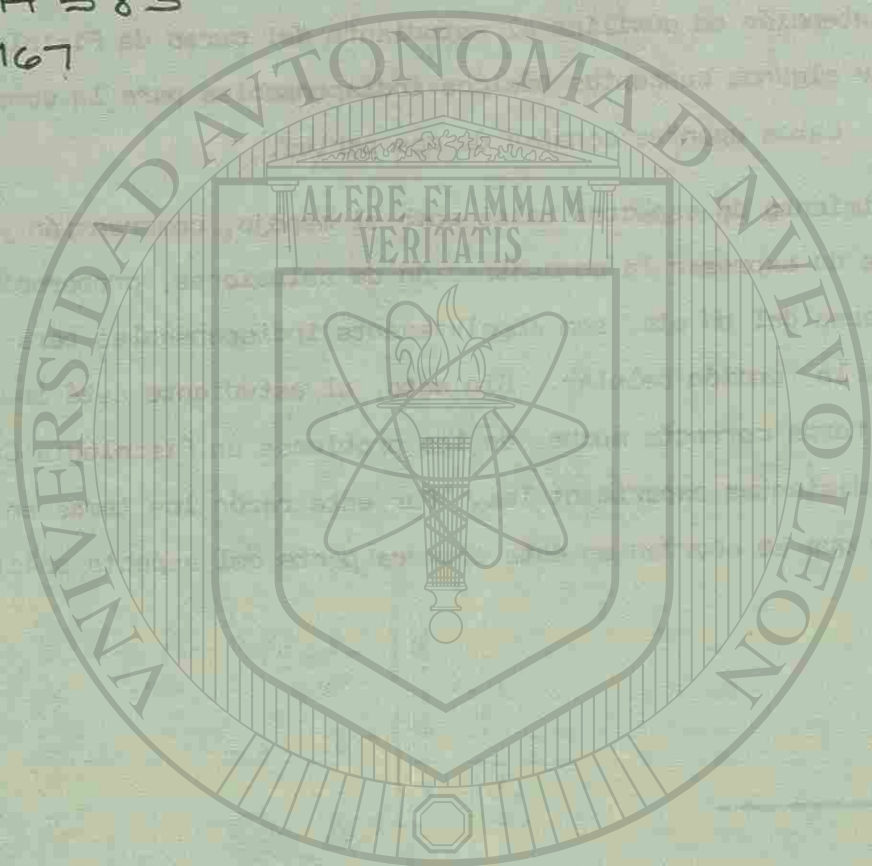
El soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas. El solvente es siempre un líquido, cualquier líquido, aunque en fenómenos biológicos invariablemente es el agua.

El tamaño de las partículas de un soluto puede dar lugar a dos tipos de sistemas: suspensiones y soluciones. En las suspensiones las partículas de soluto son de tamaño tal que terminan por sedimentarse rápida o lentamente según su tamaño y peso. En las soluciones, las partículas de soluto se dispersan de manera uniforme. Por razón del tamaño de la partícula de soluto se reconocen dos tipos de soluciones: las coloidales y las verdaderas. Las primeras tienen un tamaño de partícula entre 10 a 1000 Angstroms y las segundas desde menos de 1 hasta 10 Angstroms. De este último tipo de soluciones son de las que se hablarán en adelante.

999773

QH 583

. M67



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO UNIVERSITARIO
FONDO 1911-1915

27-IV-06
M. J. J. J.

PREPARACION DE SOLUCIONES VALORADAS (ESTANDAR)

INTRODUCCION.- El conocer la manera de preparar soluciones valoradas en cualquiera de sus modalidades de concentración es fundamental como introducción al estudio experimental de diversos fenómenos biológicos y no-biológicos que involucran soluciones en sus procedimientos. El estudio de la función celular (Fisiología Celular) representa la búsqueda de la manera en que se llevan a cabo los diferentes procesos celulares, que son en sí mismos la manifestación concreta de la vida de la célula, vida que, en una u otra forma, requiere para su manifestación la presencia de agua. En su más íntimo nivel, la vida de una célula no es otra cosa que una serie de reacciones y/o procesos fisicoquímicos que garantizan la autorreproducción de un sistema y que se llevan a cabo en un medio acuoso incluído de solutos y material coloidal, contenidos todos ellos en un recipiente membranoso llamado estructura celular.

CONCEPTO DE SOLUCION

Una solución puede definirse como una mezcla homogénea de un soluto o solutos en un solvente.



El soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas. El solvente es siempre un líquido, cualquier líquido, aunque en fenómenos biológicos invariablemente es el agua.

El tamaño de las partículas de un soluto puede dar lugar a dos tipos de sistemas: suspensiones y soluciones. En las suspensiones las partículas de soluto son de tamaño tal que terminan por sedimentarse rápida o lentamente según su tamaño y peso. En las soluciones, las partículas de soluto se dispersan de manera uniforme. Por razón del tamaño de la partícula de soluto se reconocen dos tipos de soluciones: las coloidales y las verdaderas. Las primeras tienen un tamaño de partícula entre 10 a 1000 Angstroms y las segundas desde menos de 1 hasta 10 Angstroms. De este último tipo de soluciones son de las que se hablarán en adelante.

Las soluciones coloidales (coloides) pueden reconocerse mediante el efecto de Tyndall, el cual consiste en hacer pasar un rayo de luz a través de una solución, si es un coloide, el rayo de luz se reflejará en las partículas por lo que puede observarse claramente la trayectoria del rayo en la solución. En las soluciones verdaderas la trayectoria del rayo a través de la solución es invisible.

SISTEMA	TAMAÑO DE PARTICULAS	CARACTERISTICAS	
SISTEMAS DE SOLUTO-SOLVENTE	SUSPENSIONES	1000 A	SEDIMENTAN
	SOLUCIONES COLOIDALES (COLOIDES)	10-1000 A	PRESENTAN EFECTO TYNDALL
	SOLUCIONES VERDADERA	1-10 A	NO PRESENTAN EFECTO TYNDALL

La cantidad máxima de soluto que puede ser disuelto en un solvente es función de la temperatura, en general, los sólidos aumentan su solubilidad en agua conforme aumenta la temperatura del solvente, aunque es variable para cada soluto particular (Fig. 1). En los gases el comportamiento es a la inversa, a mayor temperatura del solvente menor solubilidad.

Cuando una solución contiene poca cantidad de soluto se dice que es una solución diluida. Si la cantidad de soluto es grande se dice que es concentrada. Estos términos son inciertos pues no nos dicen nada en cuanto a la concentración real de una solución. Las soluciones saturadas son aquellas que llevan disuelto la mayor cantidad de soluto que es posible disolver a una temperatura dada de solvente, mientras que las soluciones sobresaturadas son las que llevan disuelto una cantidad de soluto mayor que la que es posible disolver a una temperatura dada de solvente. Estas últimas soluciones se pueden preparar disolviendo el soluto hasta saturación a una temperatura fija mayor que la que se desea y luego dejando enfriar lentamente la solución hasta la temperatura deseada.

Las diversas formas de expresión de la concentración de una solución se describen adelante.

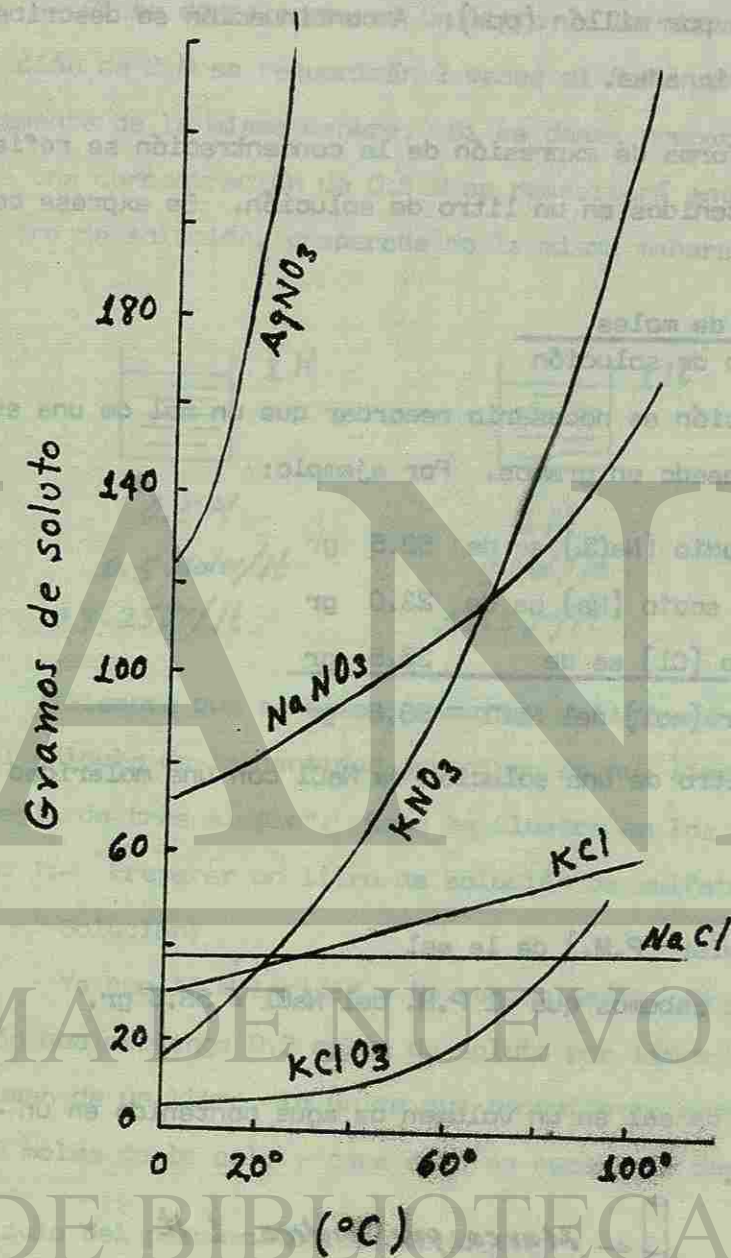


Fig. 1 Solubilidad de algunas sustancias en función de la temperatura. La solubilidad está dada para 100 gr de agua como solvente.

DIVERSAS FORMAS DE EXPRESION DE LA CONCENTRACION

Existen diversas maneras de expresar la concentración de una solución, entre las más usadas en química y fisiología están la molaridad, normalidad y molaridad. Otras formas de concentración también usadas son las expresadas en porcentaje y las expresadas en partes por millón (ppm). A continuación se describen cada una de las formas antes mencionadas.

MOLARIDAD (M).— Esta forma de expresión de la concentración se refiere al número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Se expresa con una "M" (mayúscula):

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{No. de moles}}{\text{litro de solución}}$$

Para comprender bien esta definición es necesario recordar que un mol de una sustancia es su peso molecular expresado en gramos. Por ejemplo:

Un mol de cloruro de sodio (NaCl) es de 58.5 gr
ya que el peso at. del sodio (Na) es de 23.0 gr
y el peso at. del cloro (Cl) es de 35.5 gr

Peso Molecular (mol) del NaCl = 58.5 gr

por lo tanto, para preparar un litro de una solución de NaCl con una molaridad de 1 (1 M) es necesario

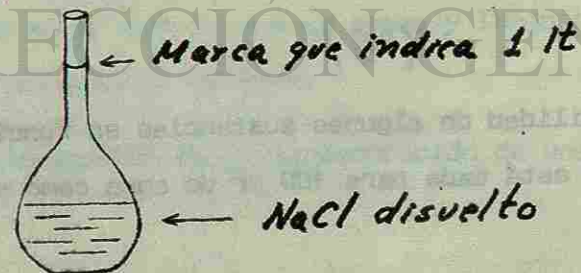
Primero:

Calcular el peso molecular (P.M.) de la sal

Por los datos de arriba sabemos que el P.M. del NaCl = 58.5 gr.

Segundo:

Disolver esta cantidad de sal en un volumen de agua contenido en un matraz de aforación* de un litro.



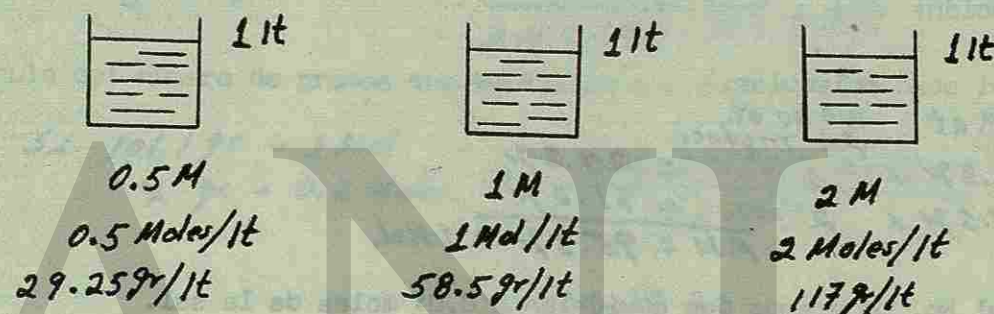
*Matraz de aforación.— Matraz que está calibrado para medir un volumen fijo.

tercero:

Aforar hasta un litro (el término "aforación" implica completar con agua el volumen del matraz de aforación hasta la marca que señala el volumen indicado en el matraz, en este caso hasta un litro).

De esta manera queda preparada la solución de un litro de NaCl 1 M.

Si se desea preparar un litro de la misma solución solo que a una concentración de 2 M se requerirán 2 veces el P.M. por litro de solución, preparada exactamente de la misma manera. Si se desea preparar un litro de la misma solución a una concentración de 0.5 M se necesitará entonces solo la mitad de un mol por litro de solución, preparada de la misma manera como se ha descrito:



Siempre que se desea preparar un litro de solución a una cierta molaridad, el cálculo de la cantidad de soluto es muy simple y puede efectuarse mediante una "regla de tres simple". Esto se ilustra en los ejemplos siguientes:

Ejemplo 1.— Preparar un litro de solución de sulfato de sodio (Na₂SO₄) 0.3 M.

Solución:

Ya que la Molaridad = No. de moles/lit. de solución, debemos preparar una solución que contenga 0.3 moles de soluto por litro de solución. Como nos piden un volumen de un litro, lo único que necesitamos saber es a cuántos gramos equivalen 0.3 moles de la sal, y para esto es necesario conocer su peso molecular.

a) Cálculo del peso molecular del Na₂SO₄

	P.at	Nº de at. por molec.	
Na	23 gr	2	= 46.0 gr
S	32 "	1	= 32.0
O	16 "	4	= 64.0
			<u>P.M = 142.0 gr = 1 Mol</u>

b) Cálculo del No. de gramos que equivalen a 0.3 moles.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 142 \text{ gr de } \text{Na}_2\text{SO}_4 - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr " " - 0.3 Moles} \end{array} \quad x = \frac{(142 \text{ gr}) (0.3 \text{ Moles})}{1 \text{ Mol}}$$

$$x = 42.6 \text{ gr}$$

c) Disolver los 42.6 gr (0.3 moles) de la sal en un volumen (menor de un litro) de agua contenida en un matraz de aforación de un litro.

d) Aforar con agua hasta completar un litro de solución

Solución preparada.

Ejemplo 2.- Preparar un litro de solución de cloruro de magnesio (MgCl_2) 0.01 M

Solución:

a) Cálculo del peso molecular.

	P. at	Nº de at. por molec.	
Mg	24.3 gr	1	= 24.3 gr
Cl	35.5 gr	2	= 71.0 gr
			<u>P.M. = 95.3 gr = 1 Mol.</u>

b) Cálculo del No. de gramos que equivalen a 0.01 moles de la sal.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 95.3 \text{ gr} - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr} - 0.01 \text{ Moles} \end{array} \quad x = \frac{(95.3 \text{ gr}) (0.01 \text{ Moles})}{1 \text{ Mol}}$$

$$x = 0.953 \text{ gr} = 0.01 \text{ Moles}$$

c) Disolver los 0.953 gr de la sal en agua en un matraz de aforación de un litro.

d) Aforar con agua hasta un litro.

Solución preparada.

Cuando la cantidad de solución que se desea preparar no es un litro (en la práctica los volúmenes que se preparan son generalmente menor de un litro) se puede proceder de la siguiente manera:

A.- Se calcula el número de gramos que equivalen a la molaridad pedida o deseada como si fuera para un volumen de un litro (idéntico como en los ejemplos 2 y 3).

B.- Se efectúa la conversión (también mediante una "regla de tres simple") de la cantidad de gramos para el volumen de solución que se pide o se desea.

Ejemplo 3.- Preparar 200 ml de una solución de nitrato de potasio (KNO_3) 0.2 M.

Solución:

Parte A

a) Cálculo del peso molecular

	P. at	Nº de at. por molec.	
K	39.1 gr	1	= 39.1 gr
N	14.0 "	1	= 14.0 "
O	16.0 "	3	= 48.0 "
			<u>P.M. = 101.1 gr = 1 Mol.</u>

b) Cálculo del número de gramos que equivalen a 0.2 M

$$\begin{array}{l} \text{Si } 101.1 \text{ gr} - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr} - 0.2 \text{ Moles} \end{array} \quad x = \frac{(101.1 \text{ gr}) (0.2 \text{ Moles})}{(1 \text{ Mol})}$$

$$x = 20.22 \text{ gr}$$

Si quisiéramos prepara un litro de solución lo único que nos faltaría - sería disolver los 20.22 gr de la sal y aforar hasta un litro. Pero se quiere preparar solo 200 ml, por lo tanto debemos proceder a la parte B:

c) Conversión a los gramos que se necesitan para solo 200 ml.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 20.22 \text{ gr} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ x \text{ gr} \text{ --- } 200 \text{ ml} \end{array} \quad x = \frac{(20.22 \text{ gr}) (200 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$x = 4.044 \text{ gr}$$

d) Disolver los 4.044 gr de la sal en agua en un matraz de aforación de 200 ml y aforar hasta 200 ml

Solución preparada.

Ejemplo 4.- Preparar 100 ml de una solución de cloruro de calcio (CaCl_2) 0.1 M

Solución:

a) Cálculo del peso molecular.

	P.at	Nº de at por molec.	=	
Ca	40.08 g	1	=	40.08 g
Cl	35.50 g	2	=	71.00 g
	<u>P.M. = 111.08 g = 1 Mol</u>			

b) Cálculo del número de gramos de la sal que equivalen a 0.1 moles.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 111.08 \text{ g} \text{ --- } 1 \text{ Mol} \\ \text{X g} \text{ --- } 0.1 \text{ Moles} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(111.08 \text{ g})(0.1 \text{ Mol})}{(1 \text{ Mol})}$$

$$\text{X} = 11.108 \text{ g}$$

c) Conversión para conocer los gramos que se necesitan para solo 100 ml.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 11.108 \text{ g} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ \text{X g} \text{ --- } 100 \text{ ml} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(11.108 \text{ g})(100 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$\text{X} = 1.11 \text{ g}$$

d) Disolver los 1.11 gr de la sal en un matraz de aforación de 100 ml y luego — aforar hasta 100 ml.

Solución preparada.

NORMALIDAD (N).— La normalidad se define como el número de pesos equivalentes de soluto disueltos en un litro de solución. Se expresa con una "N" (mayúscula):

$$\text{NORMALIDAD (N)} = \frac{\text{No. de pesos equivalentes de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

La definición de normalidad presenta un nuevo concepto, el de "peso equivalente". El peso equivalente de una sustancia puede ser definido como el número de gramos necesarios para combinarse o desplazar a 1 gr de hidrógeno u 8 gr de oxígeno, y puede calcularse dividiendo el peso molecular de la sustancia entre el estado de oxidación de la molécula:

(8)

$$\text{Peso Equivalente (P. Eq.)} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Estado de Oxidación}}$$

El "estado de oxidación" es igual al número total de valencias positivas (o negativas) de la molécula. Por ejemplo:

Compuesto	Edo. de oxidación	Peso molecular	Peso Equivalente
HCl	+1	36.5 g	$\frac{36.5}{1} = 36.5 \text{ g}$
BaCl ₂	+2	208.34 g	$\frac{208.34}{2} = 104.17 \text{ g}$
AlCl ₃	+3	133.48 g	$\frac{133.48}{3} = 44.49 \text{ g}$
Mg(OH) ₂	+2	58.31 g	$\frac{58.31}{2} = 29.15 \text{ g}$
Na ₂ SO ₄	+2	142.0 g	$\frac{142}{2} = 71.0 \text{ g}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	+6	310.24 g	$\frac{310.24}{6} = 51.71 \text{ g}$

El peso equivalente de un elemento es igual a su peso atómico dividido entre su valencia.

En el caso de reacciones de Oxido-Reducción, el peso equivalente de un elemento se obtiene dividiendo su peso atómico entre el cambio de valencia del elemento en la reacción. Por ejemplo:



el peso equivalente del manganeso (Mn) es:

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{Cambio de Valencia}} = \frac{54.94}{2} = 27.47 \text{ gr}$$

(9)

Ejemplo 4.- Preparar 100 ml de una solución de cloruro de calcio (CaCl_2) 0.1 M

Solución:

a) Cálculo del peso molecular.

	P.at	Nº de at por molec.	=	
Ca	40.08 g	1	=	40.08 g
Cl	35.50 g	2	=	71.00 g
	<u>P.M = 111.08 g = 1 Mol</u>			

b) Cálculo del número de gramos de la sal que equivalen a 0.1 moles.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 111.08 \text{ g} \text{ --- } 1 \text{ Mol} \\ \text{X g} \text{ --- } 0.1 \text{ Moles} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(111.08 \text{ g})(0.1 \text{ Mol})}{(1 \text{ Mol})}$$

$$\text{X} = 11.108 \text{ g}$$

c) Conversión para conocer los gramos que se necesitan para solo 100 ml.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 11.108 \text{ g} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ \text{X g} \text{ --- } 100 \text{ ml} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(11.108 \text{ g})(100 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$\text{X} = 1.11 \text{ g}$$

d) Disolver los 1.11 gr de la sal en un matraz de aforación de 100 ml y luego — aforar hasta 100 ml.

Solución preparada.

NORMALIDAD (N).— La normalidad se define como el número de pesos equivalentes de soluto disueltos en un litro de solución. Se expresa con una "N" (mayúscula):

$$\text{NORMALIDAD (N)} = \frac{\text{No. de pesos equivalentes de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

La definición de normalidad presenta un nuevo concepto, el de "peso equivalente". El peso equivalente de una sustancia puede ser definido como el número — de gramos necesarios para combinarse o desplazar a 1 gr de hidrógeno u 8 gr de oxígeno, y puede calcularse dividiendo el peso molecular de la sustancia entre el estado de oxidación de la molécula:

(8)

$$\text{Peso Equivalente (P. Eq.)} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Estado de Oxidación}}$$

El "estado de oxidación" es igual al número total de valencias positivas (o negativas) de la molécula. Por ejemplo:

Compuesto	Edo. de oxidación	Peso molecular	Peso Equivalente
HCl	+1	36.5 g	$\frac{36.5}{1} = 36.5 \text{ g}$
BaCl ₂	+2	208.34 g	$\frac{208.34}{2} = 104.17 \text{ g}$
AlCl ₃	+3	133.48 g	$\frac{133.48}{3} = 44.49 \text{ g}$
Mg(OH) ₂	+2	58.31 g	$\frac{58.31}{2} = 29.15 \text{ g}$
Na ₂ SO ₄	+2	142.0 g	$\frac{142}{2} = 71.0 \text{ g}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	+6	310.24 g	$\frac{310.24}{6} = 51.71 \text{ g}$

El peso equivalente de un elemento es igual a su peso atómico dividido entre su valencia.

En el caso de reacciones de Oxido-Reducción, el peso equivalente de un elemento se obtiene dividiendo su peso atómico entre el cambio de valencia del elemento en la reacción. Por ejemplo:

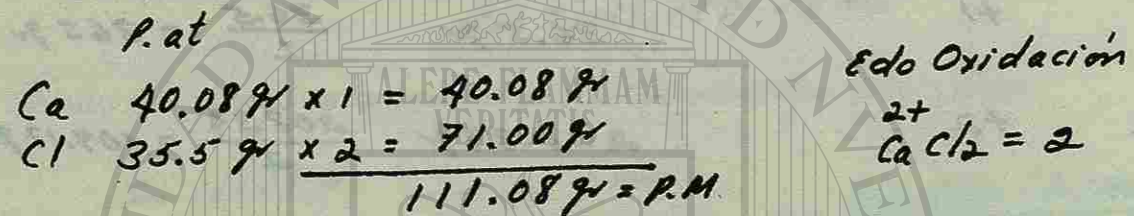


el peso equivalente del manganeso (Mn) es:

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{Cambio de Valencia}} = \frac{54.94}{2} = 27.47 \text{ gr}$$

(9)

Una vez entendido el concepto de peso equivalente podemos regresar a la definición: $N = \text{No. de P. Eq./Lt. de solución}$. Esto significa que si disolvemos en agua un peso equivalente de una sustancia tendremos una solución de una concentración 1 normal (1 N), si disolvemos 2 pesos equivalentes será una solución 2 N, si disolvemos 0.5 pesos equivalentes será 0.5 N. y así sucesivamente. Por ejemplo, para el cloruro de calcio (CaCl_2):



$$\text{peso Eq} = \frac{111.08 \text{ g}}{2} = 55.54 \text{ g}$$

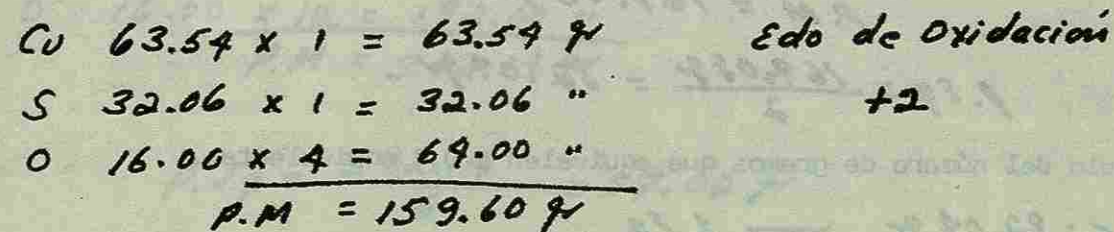


Quando se desea preparar un litro de solución a una cierta normalidad el cálculo de la cantidad de soluto que se requiere es simple y puede efectuarse - - también mediante una "regla de tres simple". Veamos los ejemplos siguientes.

Ejemplo 5.- Preparar un litro de una solución de sulfato de cobre II (CuSO_4) 0.02 N.

Solución:

a) Cálculo del Peso Equivalente



$$\text{P. Eq} = \frac{\text{P.M.}}{\text{Edo. Oxid.}} = \frac{159.6 \text{ g}}{2} = 79.8 \text{ g}$$

b) Cálculo del número de gramos que equivalen a 0.02 equivalentes.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 79.8 \text{ g} \text{ --- } 1 \text{ Eq} \\ \text{X g} \text{ --- } 0.02 \text{ Eq} \end{array}$$

$$X = \frac{(79.8 \text{ g})(0.02 \text{ Eq})}{(1 \text{ Eq})}$$

$$X = 1.596 \text{ g}$$

$$\therefore \text{Cada } 1.596 \text{ g} = 0.02 \text{ Eq}$$

c) Preparación de la solución.

Se disuelven los 1.596 gr de la sal en agua en un matraz de aforación de 1 litro y posteriormente se afora con agua hasta completar el volumen de un litro.

Solución preparada.

Ejemplo 6.- Preparar 1 litro de una solución de nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) 0.1 N

Solución:

a) Cálculo del Peso Equivalente.

$$\begin{array}{r} \text{Ca } 40.08 \text{ gr} \times 1 = 40.08 \text{ gr} \\ \text{N } 14.0 \text{ gr} \times 2 = 28.0 \text{ gr} \\ \text{O } 16.0 \text{ gr} \times 6 = 96.0 \text{ gr} \\ \hline \text{P.M.} = 164.08 \text{ gr} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Eda. de Oxidación} \\ +2 \end{array}$$

$$\text{P.Eg} = \frac{164.08 \text{ gr}}{2} = 82.04 \text{ gr}$$

b) Cálculo del número de gramos que equivalen a 0.1 equivalentes.

$$\begin{array}{r} \text{Si } 82.04 \text{ gr} \text{ --- } 1 \text{ Eg} \\ \text{X gr} \text{ --- } 0.1 \text{ Eg} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(82.04 \text{ gr})(0.1 \text{ Eg})}{1 \text{ Eg}}$$

$$\text{X} = 8.204 \text{ gr}$$

$$\therefore \text{Cada } 8.204 \text{ gr} = 0.1 \text{ Eg.}$$

c) Preparación de la solución

Se disuelven los 8.204 gr de la sal en un matraz de aforación de 1 litro y posteriormente se afora con agua hasta un litro.

Solución preparada.

Cuando la cantidad de solución que se desea preparar no es un litro (usualmente es menor) se puede proceder de la siguiente manera:

A.- Se calcula el número de gramos que equivalen a la normalidad pedida o deseada como si fuera para un volumen de un litro (idéntico como en los ejemplos 5 y 6).

B.- Se efectúa la conversión (también mediante una "regla de tres simple") de la cantidad de gramos para el volumen de solución que se pide o se desea.

Ejemplo 7.- Preparar 50 ml de una solución de sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) 0.4 N

Solución: Parte A

a) Cálculo del Peso Equivalente

$$\begin{array}{r} \text{Al } 26.98 \times 2 = 53.96 \text{ gr} \\ \text{S } 32.06 \times 3 = 96.18 \text{ gr} \\ \text{O } 16.00 \times 12 = 192.00 \text{ gr} \\ \hline \text{P.M.} = 342.14 \text{ gr} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Edo. de Oxidación} \\ +6 \end{array}$$

$$\text{P.Eg} = \frac{342.14}{6} = 57.02 \text{ gr}$$

b) Cálculo del número de gramos de la sal que equivalen a 0.4 equivalentes.

$$\begin{array}{r} \text{Si } 57.02 \text{ gr} \text{ --- } 1 \text{ Eg} \\ \text{X gr} \text{ --- } 0.4 \text{ Eg} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(57.02 \text{ gr})(0.4 \text{ Eg})}{1 \text{ Eg}}$$

$$\text{X} = 22.8 \text{ gr}$$

$$\therefore \text{Cada } 22.8 \text{ gr} = 0.4 \text{ Eg.}$$

Si quisiéramos preparar un litro de solución lo único que faltaría sería disolver los 22.8 gr de la sal y aforar hasta un litro, pero como se desean preparar solamente 50 ml debemos proceder a la parte B:

c) Conversión a los gramos que se necesitan para solo 50 ml.

$$\begin{array}{r} \text{Si } 22.8 \text{ gr} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ \text{X gr} \text{ --- } 50 \text{ ml} \end{array} \quad \text{X} = \frac{(22.8 \text{ gr})(50 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$\text{X} = 1.14 \text{ gr}$$

c) Preparación de la solución.

Se disuelven los 1.14 gr de la sal en un matraz de aforación de 50 ml. y finalmente se afora con agua hasta 50 ml.

Solución preparada.

Ejemplo 8.- Preparar 500 ml de una solución de ácido clorhídrico (HCl) 0.4 N

Solución:

a) Cálculo del Peso Equivalente.

$$\begin{array}{r}
 \text{H} \quad 1 \times 1 = 1.0 \text{ gr} \\
 \text{Cl} \quad 35.5 \times 1 = 35.5 \text{ gr} \\
 \hline
 \text{P.M.} = 36.5 \text{ gr} \\
 \\
 \text{P.Eq.} = \frac{36.5 \text{ gr}}{1} = 36.5 \text{ gr}
 \end{array}$$

Eda de Oxidación +1

b) Cálculo del número de gramos de ácido que equivalen a 0.4 equivalentes.

$$\begin{array}{r}
 \text{Si } 36.5 \text{ gr} \text{ --- } 1 \text{ Eq} \\
 \text{X gr} \text{ --- } 0.4 \text{ Eq}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 X = \frac{(36.5 \text{ gr})(0.4 \text{ Eq})}{1 \text{ Eq}} \\
 X = 14.6 \text{ gr}
 \end{array}$$

c) Conversión a los gramos que se necesitan para solo 500 ml.

$$\begin{array}{r}
 14.6 \text{ gr} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\
 \text{X gr} \text{ --- } 500 \text{ ml}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 X = \frac{(14.6 \text{ gr})(500 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})} \\
 X = 7.3 \text{ gr}
 \end{array}$$

d) Preparación de la Solución.

Se disuelven los 7.3 gr del ácido en un matraz de aforación de 500 ml y finalmente se afora hasta los 500 ml.

Solución preparada.

Algunas veces se requiere preparar una solución a una cierta normalidad cuando ya se cuenta con un volumen de la misma solución solo que a una concentración mayor que la deseada. En estos casos puede utilizarse la solución ya preparada para formar la que se desea simplemente mediante una dilución. Los cálculos que se requieren son precisamente para conocer qué volumen de la solución ya formada debe ser diluido hasta el volumen de la solución deseada. Veamos el siguiente ejemplo:

Ejemplo 9.- Preparar 50 ml de una solución de ácido nítrico (HNO₃) 0.1 N. Utilizando una solución 0.5 N del mismo ácido.

Solución:

Para preparar la solución deseada es necesario conocer que cantidad de equivalentes son necesarios disolver en 50 ml para que nos quede una solución 0.1 N. Este dato lo podemos conocer fácilmente multiplicando el volumen por la normalidad de la solución deseada:

(1) $V(\text{en ml}) \times N = \text{No. de mEq. de la solución.}$
 (1 miliequivalente (mEq.) = 1/1000 Eq.)
 o también.

(2) $V(\text{en lt}) \times N = \text{No. de Equivalentes (Eq) de la solución}$
 Como nuestros volúmenes son pequeños trabajaremos con la forma (1). Entonces.

$$(50 \text{ ml}) \times (0.1) = 5 \text{ mEq.}$$

Estos miliequivalentes deberán ser obtenidos de la solución 0.5 N ya presente. Si utilizamos ahora la misma ecuación pero aplicada a la segunda solución (la ya preparada) tendremos

$$V(\text{en ml}) \times N = \text{mEq.}$$

$$V(\text{en ml}) \times (0.5) = 5 \text{ mEq.}$$

La normalidad (N) es igual a 0.5, y si en los miliequivalentes (mEq) colocamos el valor de 5 que son los que se requieren para preparar la solución deseada, entonces el valor de V (volumen) queda forzado a tomar el valor exacto que aporte los miliequivalentes necesarios (5) para preparar la solución. Aunque hemos usado la ecuación para las dos soluciones por separado, podemos combinarlas en

una sola si razonamos de la manera siguiente:

Para la solución que se desea preparar (solución 1) Para la solución de la que se parte (solución 2)

$$V_1 \times N_1 = mEq$$

$$(50 \text{ ml})(0.1) = 5 \text{ mEq}$$

$$V_2 \times N_2 = mEq_2$$

$$V_2 \times 0.5 = mEq_2$$

Pero mEq_2 los igualamos a 5 porque -- son los que se necesitan para preparar la solución 1, y entonces queda:

$$V_2 \times (0.5) = 5 \text{ mEq}$$

Como las dos soluciones resultan igual a 5, es decir, que tienen el mismo valor, entonces las podemos igualar y escribir de la siguiente manera:

$$(50 \text{ ml}) \times (0.1) = V_2 \times (0.5) \quad (A)$$

y de una manera más general

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

Despejando V_2 de la ecuación (A)

$$V_2 = \frac{(50 \text{ ml}) \times (0.1 \text{ N})}{(0.5 \text{ N})} = 10 \text{ ml}$$

Es decir, se necesitan tomar 10 ml de la solución de ácido 0.5 N. ---

(Solución 2) y aforarlos hasta los 50 ml que se desean (Solución 1). De esta manera la solución queda preparada, ya que los miliequivalentes que se necesitaban para los 50 ml de la solución deseada estaban incluidos en los 10 ml que se utilizaron de la solución 2.

Del ejemplo anterior podemos concluir que siempre que se requiere preparar una solución a partir de otra más concentrada podemos utilizar siempre la ecuación:

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

(16)

Donde V_1 y N_1 representan respectivamente el volumen y la normalidad de la solución que se desea preparar y V_2 y N_2 son respectivamente el volumen y la normalidad de la solución de la que se parte.

Ejemplo 10.- Preparar 200 ml de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 5 N. a partir de una solución 20 N del mismo ácido.

Solución:

La pregunta implícita en el problema es: ¿Qué volumen de la solución 20 N debemos de diluir hasta 200 ml para obtener nuestra solución 5 N?

Sabemos que podemos utilizar la ecuación

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

Sustituyendo $(200 \text{ ml})(5 \text{ N}) = V_2 (20 \text{ N})$

$$V_2 = \frac{(200 \text{ ml}) \times (5 \text{ N})}{(20 \text{ N})} ; V_2 = 50 \text{ ml}$$

La preparación de la solución se hará entonces tomando 50 ml de la solución 2 (20 N) y aforándolos hasta 200 ml.

Solución preparada.

Solución:

La solución puede expresarse así:

$$40 \text{ ml de etanol} + 60 \text{ ml de agua} = 100 \text{ ml de solución de etanol al } 40\% (v/v)$$

La relación (v/v) quiere decir que tanto el soluto como el solvente deben ser -- medidos en volumen (ml).

El procedimiento para preparar la solución es el siguiente:

- Se miden en una probeta 40 ml de etanol.
- Se agregan 60 ml de agua (o lo que es lo mismo se completa con agua hasta 100 ml).

Solución preparada.

Cuando se desea preparar cantidades menor o mayores de 100 ml es necesario hacer la conversión a la cantidad (volumen) de soluto que se requiere para la cantidad deseada de solución.

Ejemplo 13.- Preparar 180 ml de solución de metanol al 90% (v/v).

Solución.

- Se hace la conversión a los mililitros que se necesitan de metanol para los 180 ml de solución.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 90 \text{ ml etanol} \text{ --- } 100 \text{ ml} \\ \text{X " " } \text{ --- } 180 \text{ ml} \end{array}$$

$$X = \frac{(90 \text{ ml et}) (180 \text{ ml})}{(100 \text{ ml})}$$

$$X = 162 \text{ ml}$$

∴ Se requieren 162 ml de etanol para 180 ml de solución al 90% (v/v)

- Se miden los 162 ml en una probeta
- Se agregan 18 ml de agua (o lo que es lo mismo, se completa con agua hasta los 180 ml).

Solución preparada.

Algunas veces se requiere preparar una solución a un cierto porcentaje de soluto cuando ya se cuenta con un volumen de la misma solución solo que a un porcentaje mayor que el deseado. En estos casos puede utilizarse la solución ya preparada para preparar la que se desea simplemente mediante una dilución. Los cálculos que se requieren son precisamente para conocer qué volumen de la solución ya formada debe ser diluido hasta el volumen de la solución deseada. Estos cálculos pueden llevarse a cabo mediante la ecuación ya explicada en algunos ejemplos de normalidad.

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

solo que en lugar de normalidades, las concentraciones son expresadas en porciento y la ecuación queda entonces así:

$$V_1 \times \%_1 = V_2 \times \%_2$$

Donde V_1 y $\%_1$ representan el volumen y la concentración de la solución que se desea preparar (solución 1), y V_2 y $\%_2$ son el volumen y la concentración de la solución ya formada de la cual se parte.

Ejemplo 14.- Preparar 40 ml de una solución de formol al 10% (solución 1) a partir de otra solución de formol al 80% (solución 2).

Solución:

La pregunta implícita es: ¿Qué volumen de la solución 2 debemos diluir - hasta 40 ml para obtener nuestra solución al 10%?

Esto se calcula fácilmente por la ecuación

$$V_1 \times \%_1 = V_2 \times \%_2$$

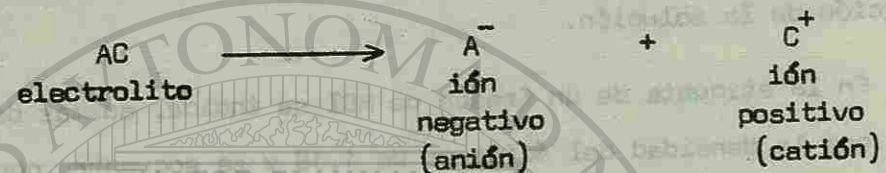
Sustituyendo

$$\begin{aligned} (40 \text{ ml}) \times (10) &= V_2 \times (80) \\ V_2 &= \frac{(40 \text{ ml}) (10)}{(80 \text{ ml})} \\ V_2 &= 5 \text{ ml} \end{aligned}$$

Es decir, debemos tomar 5 ml de la solución de formol ya preparada --

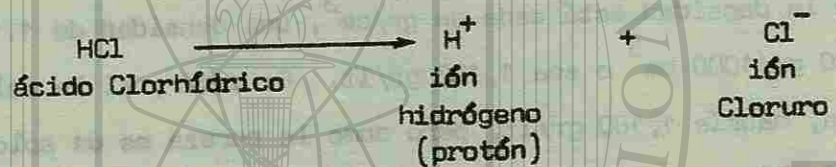
EL CONCEPTO DE pH

Los electrolitos son sustancias que al entrar en solución se ionizan, es decir, sus moléculas se disocian en iones:



Los electrolitos pueden ser ácidos, bases o sales:

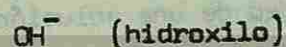
a) Ácidos (sustancias donadoras de protones)



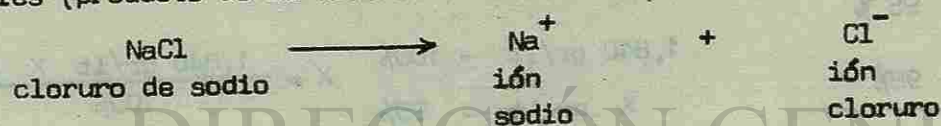
b) Bases (sustanciasceptoras de protones).



El grupo hidroxilo es quien directamente acepta los protones (iones - hidrógeno).



c) Sales (producto de la neutralización entre un ácido y una base).

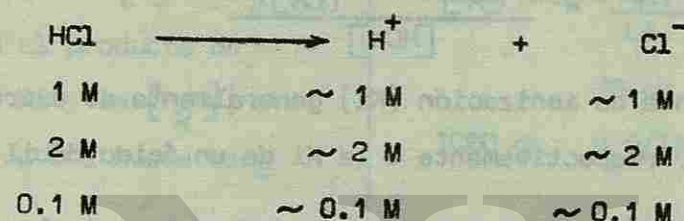


Algunos electrolitos disocian todas (o casi todas) sus moléculas que entran a formar parte de una disolución. Estos reciben el nombre de electrolitos fuertes. Otros solamente disocian un porcentaje muy pequeño (del orden del 1%) del total de las moléculas que forman parte de la disolución. Estos últimos son los electrolitos débiles.

Electrolitos

- Fuertes.- Se disocian completamente (o casi completamente).
- Débiles.- Se disocian solo parcialmente (en muy pequeña proporción).

En el caso de los electrolitos fuertes en solución, la concentración de los iones producidos está dada prácticamente por la concentración del ácido. Por ejemplo, en una solución de HCl 0.1M., prácticamente todas las moléculas del ácido van a estar disociadas y por lo tanto la concentración de ión hidrógeno será muy aproximadamente de 0.1 M y así mismo la concentración del ión cloruro, ya que cada molécula de HCl que se ioniza producirá un ión hidrógeno y un ión cloruro:



El grado de ionización de los electrolitos débiles no es el mismo para todos, cada uno de ellos lo tiene particular y característico y es función de un valor constante llamado "constante de ionización", el cual es característico para cada uno. Veamos el ejemplo de un caso particular:

La disociación del ácido cianhídrico (HCN) en medio acuoso es indicada por la siguiente reacción:



La flecha hacia la derecha indica que hay formación de ión hidrógeno y ión cianuro a partir del ácido cianhídrico que está sin disociar, y la flecha -- hacia la izquierda indica que hay formación de HCN a partir de los iones de hidrógeno y cianuro. Cuando ésta disociación ha llegado a un equilibrio (a una temperatura fija que debe ser especificada, generalmente a 20 ó 25°C), la velocidad de formación de los iones hidrógeno y cianuro es igual a la velocidad de formación del HCN. Es decir, la velocidad de la reacción hacia la derecha es igual que la

velocidad hacia la izquierda. Desde este momento, el valor de la relación $\frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$ * será siempre igual y constante a 4×10^{-10} M, siendo este valor la constante de ionización del HCN. Podemos entonces definir la constante de ionización de un ácido (o base) débil como el producto de la concentración de los iones dividido entre la concentración del ácido (o base) débil que se encuentra sin disociar cuando la ionización ha alcanzado el equilibrio. Todas las concentraciones deben estar siempre como concentraciones molares. La constante de ionización del HCN según la reacción (A) estará dada por la reacción:

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

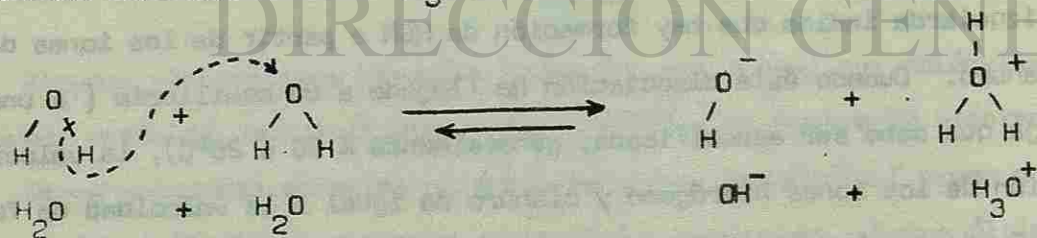
La constante de ionización (K_i) generalmente se expresa como K_a o K_b se refiere específica y respectivamente a la K_i de un ácido débil o una base débil.

De la ecuación anterior podemos observar que si el valor de la K_i es alto, esto significa que el producto $[H^+][CN^-]$ debe ser grande y por lo tanto el grado de ionización debe ser también grande. Así mismo, un valor bajo de K_i significará que el producto $[H^+][CN^-]$ debe ser pequeño y por lo tanto el grado de ionización debe ser también pequeño. Es decir, mientras más grande sea el valor de K_i el grado de ionización es también mayor, y viceversa.

El agua tiene un comportamiento como electrolito débil y como tal, una pequeña porción de sus moléculas presenta ionización. La ionización del agua la podemos expresar así:



Aunque en realidad, el ión hidrógeno (protón libre) no existe como tal sino más bien como ión hidronio (H_3O^+), que resulta de la siguiente reacción:



*Los paréntesis rectangulares indican concentraciones molares de lo que se encuentra dentro de ellos.

Es costumbre, sin embargo, expresar el ión hidronio como ión hidrógeno (H^+) simplemente por comodidad.

Como todo electrolito débil, el agua presenta una constante de ionización dada por la relación.

$$K_i = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Cuando el agua es pura la concentración de moléculas de agua que quedan sin disociar ($[H_2O]$) es siempre constante e igual a 55.5 Molar (véase el recuadro), por lo tanto, si en la ecuación el factor $[H_2O]$ es pasado multiplicando a la K_i , el producto " $[H^+][OH^-]$ " queda igualado con el producto de dos constantes (la K_i y la $[H_2O]$) y por lo tanto igual a una nueva constante:

$$[H^+] \times [OH^-] = \frac{K_i \times H_2O}{K}$$

Esta nueva constante es llamada "Producto iónico del agua" y se representa como " K_w ".

$$[H^+] \times [OH^-] = K_w \text{ (producto iónico del agua)}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

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

Es decir, si la $[H^+]$ aumenta, la $[OH^-]$ debe disminuir o viceversa, de tal manera que el valor 1×10^{-14} debe permanecer siempre constante.

Si observamos la reacción de disociación del agua (reacción B) vemos que cada molécula de H_2O da una mol de H^+ y un mol de OH^- de donde podemos concluir que en el agua pura $[H^+] = [OH^-]$ y como el producto de ambos es 1×10^{-14} entonces debe cumplirse que:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad \text{y} \quad [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad (II)$$

La acidez de una solución depende de la concentración de iones hidrógeno. Conforme aumenta la concentración de éstos aumenta la acidez de aquella. Sin

Peso Molec. $H_2O = 18 \text{ gr}$

Molaridad = $\frac{\text{No. de moles}}{\text{Lt. de solución}}$

$18 \text{ gr. } H_2O/\text{lt} = 1M$

$1000 \text{ gr. } H_2O/\text{lt.} = XM. \quad X = 55.5 M$

Por lo tanto, para indicar el grado de acidez de una solución, en lugar de expresar directamente la concentración de ión hidrógeno ha sido introducido el concepto de pH, el cual facilita el manejo cuantitativo y la expresión de la acidez, y es además una función directa de la concentración de ión hidrógeno:

$$\text{pH} = -\log. [\text{H}^+] \quad (\text{III})$$

Ahora estamos en condiciones de calcular el pH del agua:

Como en el agua para la $[\text{H}^+]$ es igual a 1×10^{-7} M. (Ecuaciones II).

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log. (1 \times 10^{-7}) \\ &= -[\log 1 + \log 10^{-7}] \\ &= -[0 + (-7) \log 10] \\ &= -(-7) \cdot 1 \\ \text{pH} &= 7.0 \end{aligned}$$

Si a la ecuación (I) aplicamos logaritmos obtenemos:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] &= 1 \times 10^{-14} \\ \log([\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]) &= \log(1 \times 10^{-14}) \\ \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] &= \log 1 + \log 10^{-14} \\ &= 0 \qquad \qquad \qquad = -14 \\ \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] &= -14 \end{aligned}$$

Multiplicando la ecuación por (-1) resulta:

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

Así como el $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, igualmente $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$, por lo tanto la ecuación anterior puede también ser escrita como:

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

O sea que el valor máximo de pH es 14, y esto sucede en el caso extremo cuando pOH = 0. Así mismo, el valor máximo de pOH es 14, y esto sucede cuando pH = 0 (Fig. No. 1).

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
Región Ácida

$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$
Región Básica (alcalina)

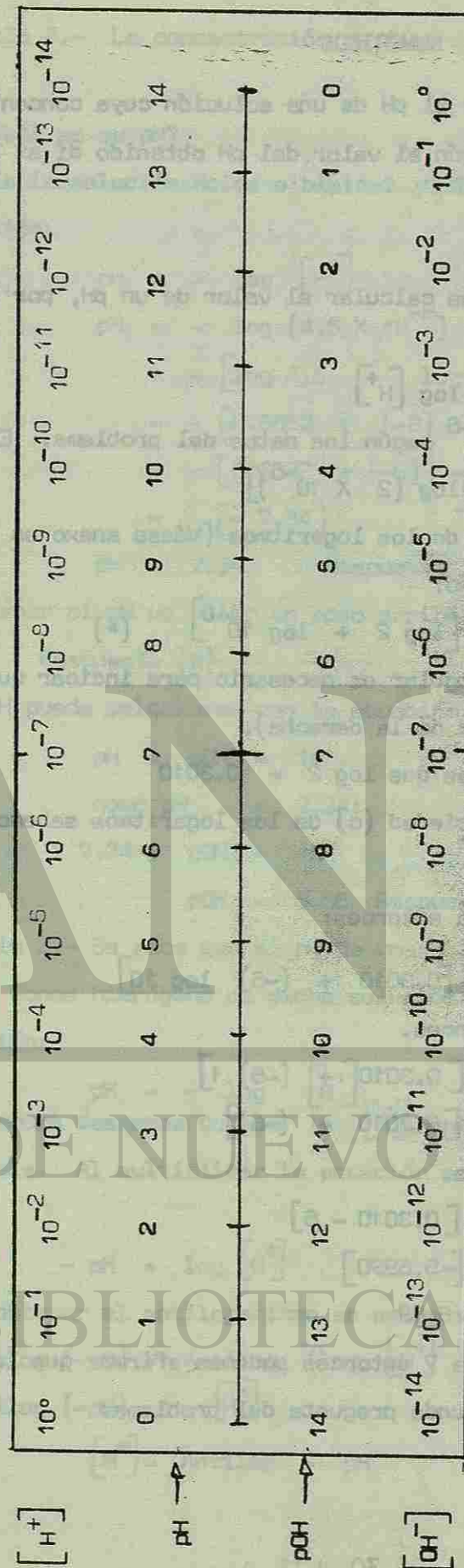


Figura No. 1.- Escala de acidez en función del pH, concentración del ión hidrógeno ($[\text{H}^+]$); pOH y concentración de iones hidroxilo ($[\text{OH}^-]$).

EJEMPLOS NUMERICOS

Ejemplo 1.- Calcular el pH de una solución cuya concentración de iones hidrógeno es de 2×10^{-6} . Según el valor del pH obtenido dí si la solución es ácida, básico o neutra.

Solución:

La primera pregunta es calcular el valor de un pH, por lo tanto se debe utilizar la ecuación (III):

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

Como $[H^+] = 2 \times 10^{-6}$ según los datos del problema. Entonces:

$$\text{pH} = -[\log (2 \times 10^{-6})]$$

Por lo propiedad (a) de los logaritmos (Véase anexo en la pág. 14), esta ecuación la podemos escribir como:

$$\text{pH} = -[\log 2 + \log 10^{-6}] \quad (*)$$

(El paréntesis rectangular es necesario para indicar que el signo (-) está afectando a todo el miembro de la derecha).

Por las tablas sabemos que $\log 2 = 0.3010$

y también por la propiedad (c) de los logaritmos sabemos que $\log 10^{-6}$

$$= (-6)\log 10.$$

La ecuación (*) queda entonces:

$$\text{pH} = -[0.3010 + (-6) \log 10]$$

Como $\log 10 = 1$ entonces.

$$\text{pH} = -[0.3010 + (-6) 1]$$

$$\text{pH} = -[0.3010 + (-6)]$$

Eliminando paréntesis.

$$\text{pH} = -[0.3010 - 6]$$

$$\text{pH} = -[-5.6990]$$

$$\text{pH} = 5.69$$

Como el pH es menor a 7 entonces podemos afirmar que la solución es ácida lo cual responde a la segunda pregunta del problema.

Ejemplo 2.- La concentración de ión hidrógeno de una solución es de 4.5×10^{-8} :

a) ¿Cuál es su pH?

b) ¿Es la solución ácida o básica? ¿Cuál es su pOH?

Solución:

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

$$\text{pH} = -\log (4.5 \times 10^{-8})$$

$$= -[\log 4.5 + \log 10^{-8}]$$

$$= -[0.6532 + (-8) \log 10]$$

$$= -[0.6532 + (-8)] = -[0.6532 - 8]$$

$$= -[-7.34]$$

$$\text{pH} = 7.34 \quad \text{Respuesta (a).}$$

Por tener el pH un valor un poco arriba de 7.0 la solución es ligera-mente básica.

Respuesta (b).

El pOH puede calcularse con la ecuación (V):

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

$$\text{como pH} = 7.34:$$

$$7.34 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 6.66 \quad \text{Respuesta (c)}$$

Ejemplo 3.- Se sabe que el pH de una solución es de 5.6. Calcular la concentración de iones hidrógeno de dicha solución.

Solución:

Sabemos que:

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

Como ahora deseamos conocer la $[H^+]$ entonces debemos primeramente despejar esta variable. Al multiplicar la ecuación anterior por menos uno resulta:

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

Y al obtener el antilogaritmo en ambos miembros:

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

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

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

entonces, para el caso particular de este problema:

$$[H^+] = \text{Antilog } (-5.6)$$

Para conocer el valor de la concentración de iones hidrógeno solo debemos obtener el antilogaritmo de -5.6 . Esto implica que este valor es el logaritmo de un número en el que el 5 es la característica y el 0.6 la mantisa, pero el signo negativo antes del valor 5.6 indica que todo este valor es negativo, tanto la parte entera (característica) como la decimal (mantisa). Como no pueden existir mantisas negativas es imposible por lo tanto encontrar el antilogaritmo correspondiente al valor -5.6 a menos que la mantisa sea convertida primeramente en un valor positivo. Esto último se puede hacer de la manera siguiente:

1o. Sumamos y restamos al valor negativo el número entero positivo superior al de la característica negativa: $-5.6 + 6 - 6$

2o.- Se efectúa la operación con el número positivo agregado,

$$\begin{aligned} & -5.6 + 6.0 - 6.0 \\ & = +0.4 \qquad \text{o sea } 0.4 - 6.0 \end{aligned}$$

Ahora solo la parte entera es negativa pero la parte decimal (la mantisa) ya es positiva. Para indicar que solamente la característica es negativa, el signo (-) es colocado encima del número, no antes:

$$\overset{-}{6.4}$$

Ahora sí ya es posible encontrar el antilogaritmo, es decir, el número del cual proviene este logaritmo de $\overset{-}{6.4}$

3o.- El número se obtiene por medio de la mantisa, se busca este valor directamente en el valor de las mantisas de las tablas de logaritmos y se ve a qué número corresponde en la columna izquierda e hilera superior de valores (Tabla I). El número correspondiente según las tablas logarítmicas es el 251. La po

sición del punto decimal es dada por el valor de la característica. Una característica negativa significa que su antilogaritmo es un número decimal e indica en que posición después del punto decimal debe ir la primera cifra significativa, es decir, que no sea cero. Por ejemplo, en este caso, el valor $\overset{-}{6}$ significa que en el sexto lugar después del punto decimal debe ir el primer número que no sea cero, o sea el 4 en este caso, y el número será entonces: 0.0000251 ó 2.5×10^{-6} .

La concentración de ión hidrógeno de la solución es entonces de 2.5×10^{-6} M. y esta será nuestra respuesta.

Ejemplo 4.- Calcular la concentración de ión hidrógeno de una solución cuyo pH es de 8.4.

Solución:

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

Despejando como en el ejemplo 2:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \text{Antilog } -\text{pH} \\ &= \text{Antilog } -8.4 \qquad -8.4 + 9 - 9 \qquad 9 \\ &= \overset{-}{9.6} \qquad = +0.6 - 9 \\ [H^+] &= 0.0000000398 \\ [H^+] &= 3.98 \times 10^{-9} \qquad \text{respuesta} \end{aligned}$$

Hemos visto en este ejemplo como en el anterior que cuando se desea conocer $[H^+]$ se puede partir directamente de la ecuación:

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

CUESTIONARIO

1. Explica los conceptos siguientes:

- a) Electrolito (3 ejemplos)
- b) Acido (2 ejemplos)
- c) Base (2 ejemplos)
- d) Sal (3 ejemplos)
- e) Electrolitos fuertes y débiles (3 ejemplos de cada uno)
- f) Constante de ionización (K_i)

2. Escribe la reacción de ionización y la relación que da el valor de la K_i en la disociación del ácido acético (H C₂H₃O₂), ácido nitroso (HNO₂), ácido fórmico (HCHO₂) e hidróxido de amonio (NH₄OH).

3. De los siguientes electrolitos di cual es el más fuerte (con mayor poder de disociación) y explica por qué:

Electrolito	K _i
Acido Acético	1.75 X 10 ⁻⁵
Acido Nitroso	4.0 X 10 ⁻⁴
Acido Fórmico	2.1 X 10 ⁻⁴
Hidróxido de Amonio	1.8 X 10 ⁻⁵

4. Escribe la reacción de ionización del agua y explica la formación del ión hidronio.

5. Da el valor del producto iónico del agua y explica qué significa.

6. Da la definición de pH y pOH

7. Describe el desarrollo matemático que lleva a la ecuación pH + pOH = 14

8. La concentración de H⁺ en el agua de mar varía de 1 X 10⁻⁷ a 3.16 X 10⁻⁸. Calcula el rango de variación en el pH y di si el agua de mar es ácida o alcalina.

9. La [H⁺] del plasma sanguíneo es de 3.98 X 10⁻⁸ ¿Cuál es su pH y su pOH? Dí también si el plasma es ácido o básico.

10. El pH de los fluidos intracelulares varía de órgano a órgano. Calcula el pH de dichos fluidos en el hígado y en el músculo si la concentración de H⁺ en cada uno de ellos es respectivamente de 1.26 X 10⁻⁷ M y 7.94 X 10⁻⁷ M.

TABLA I

La mantisa en nuestro problema (pág. 10) es .4, por lo que es necesario buscar este valor (o el más aproximado) en los valores de mantisas en las tablas logarítmicas para poder conocer de qué número proviene este valor. El número .3997 es el máx próximo a .4 y puede observarse que esta mantisa proviene del número 251.

Logaritmos

N	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
10	0000	0043	0086	0128	0170	0212	0253	0294	0334	0374
11	0414	0453	0492	0531	0569	0607	0645	0682	0719	0755
12	0792	0828	0864	0899	0934	0969	1004	1038	1072	1106
13	1139	1173	1206	1239	1271	1303	1335	1367	1399	1430
14	1461	1492	1523	1553	1584	1614	1644	1673	1703	1732
15	1761	1790	1818	1847	1875	1903	1931	1959	1987	2014
16	2041	2068	2095	2122	2148	2175	2201	2227	2253	2279
17	2304	2330	2355	2380	2405	2430	2455	2480	2504	2529
18	2553	2577	2601	2625	2648	2672	2695	2718	2742	2765
19	2788	2810	2833	2856	2878	2900	2923	2945	2967	2989
20	3010	3032	3054	3075	3096	3118	3139	3160	3181	3201
21	3222	3243	3263	3284	3304	3324	3345	3365	3385	3404
22	3424	3444	3464	3483	3502	3522	3541	3560	3579	3598
23	3617	3636	3655	3674	3692	3711	3729	3747	3766	3784
24	3802	3820	3838	3856	3874	3892	3909	3927	3945	3962
25	3979	3997	4014	4031	4048	4065	4082	4099	4116	4133
26	4150	4166	4183	4200	4216	4232	4249	4265	4281	4298
27	4314	4330	4346	4362	4378	4393	4409	4425	4440	4456
28	4472	4487	4502	4518	4533	4548	4564	4579	4594	4609
29	4624	4639	4654	4669	4683	4698	4713	4728	4742	4757
30	4771	4786	4800	4814	4829	4843	4857	4871	4886	4900
31	4914	4928	4942	4955	4969	4983	4997	5011	5024	5038
32	5051	5065	5079	5092	5105	5119	5132	5145	5159	5172
33	5185	5198	5211	5224	5237	5250	5263	5276	5289	5302
34	5315	5328	5340	5353	5366	5378	5391	5403	5416	5428
35	5441	5453	5465	5478	5490	5502	5514	5527	5539	5551
36	5563	5575	5587	5599	5611	5623	5635	5647	5658	5670
37	5682	5694	5705	5717	5729	5740	5752	5763	5775	5786
38	5798	5809	5821	5832	5843	5855	5866	5877	5888	5899
39	5911	5922	5933	5944	5955	5966	5977	5988	5999	6010
40	6021	6031	6042	6053	6064	6075	6085	6096	6107	6117
41	6128	6138	6149	6160	6170	6180	6191	6201	6212	6222
42	6232	6243	6253	6263	6274	6284	6294	6304	6314	6325
43	6335	6345	6355	6365	6375	6385	6395	6405	6415	6425
44	6435	6444	6454	6464	6474	6484	6493	6503	6513	6522
45	6532	6542	6551	6561	6571	6580	6590	6599	6609	6618
46	6628	6637	6646	6656	6665	6675	6684	6693	6702	6712
47	6721	6730	6739	6749	6758	6767	6776	6785	6794	6803
48	6812	6821	6830	6839	6848	6857	6866	6875	6884	6893
49	6902	6911	6920	6928	6937	6946	6955	6964	6972	6981
50	6990	6998	7007	7016	7024	7033	7042	7050	7059	7067
51	7076	7084	7093	7101	7110	7118	7126	7135	7143	7152
52	7160	7168	7177	7185	7193	7202	7210	7218	7226	7235
53	7243	7251	7259	7267	7275	7284	7292	7300	7308	7316
54	7324	7332	7340	7348	7356	7364	7372	7380	7388	7396
N	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9

TABLA I (continuación)

N	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
55	7404	7412	7419	7427	7435	7443	7451	7459	7466	7474
56	7482	7490	7497	7505	7513	7520	7528	7536	7543	7551
57	7559	7566	7574	7582	7589	7597	7604	7612	7619	7627
58	7634	7642	7649	7657	7664	7672	7679	7686	7694	7701
59	7709	7716	7723	7731	7738	7745	7752	7760	7767	7774
60	7782	7789	7796	7803	7810	7818	7825	7832	7839	7846
61	7853	7860	7868	7875	7882	7889	7896	7903	7910	7917
62	7924	7931	7938	7945	7952	7959	7966	7973	7980	7987
63	7993	8000	8007	8014	8021	8028	8035	8041	8048	8055
64	8062	8069	8075	8082	8089	8096	8102	8109	8116	8122
65	8129	8136	8142	8149	8156	8162	8169	8176	8182	8189
66	8195	8202	8209	8215	8222	8228	8235	8241	8248	8254
67	8261	8267	8274	8280	8287	8293	8299	8306	8312	8319
68	8325	8331	8338	8344	8351	8357	8363	8370	8376	8382
69	8388	8395	8401	8407	8414	8420	8426	8432	8439	8445
70	8451	8457	8463	8470	8476	8482	8488	8494	8500	8506
71	8513	8519	8525	8531	8537	8543	8549	8555	8561	8567
72	8573	8579	8585	8591	8597	8603	8609	8615	8621	8627
73	8633	8639	8645	8651	8657	8663	8669	8675	8681	8686
74	8692	8698	8704	8710	8716	8722	8727	8733	8739	8745
75	8751	8756	8762	8768	8774	8779	8785	8791	8797	8802
76	8808	8814	8820	8825	8831	8837	8842	8848	8854	8859
77	8865	8871	8876	8882	8887	8893	8899	8904	8910	8915
78	8921	8927	8932	8938	8943	8949	8954	8960	8965	8971
79	8976	8982	8987	8993	8998	9004	9009	9015	9020	9025
80	9031	9036	9042	9047	9053	9058	9063	9069	9074	9079
81	9085	9090	9096	9101	9106	9112	9117	9122	9128	9133
82	9138	9143	9149	9154	9159	9165	9170	9175	9180	9186
83	9191	9196	9201	9206	9212	9217	9222	9227	9232	9238
84	9243	9248	9253	9258	9263	9269	9274	9279	9284	9289
85	9294	9299	9304	9309	9315	9320	9325	9330	9335	9340
86	9345	9350	9355	9360	9365	9370	9375	9380	9385	9390
87	9395	9400	9405	9410	9415	9420	9425	9430	9435	9440
88	9445	9450	9455	9460	9465	9469	9474	9479	9484	9489
89	9494	9499	9504	9509	9513	9518	9523	9528	9533	9538
90	9542	9547	9552	9557	9562	9566	9571	9576	9581	9586
91	9590	9595	9600	9605	9609	9614	9619	9624	9628	9633
92	9638	9643	9647	9652	9657	9661	9666	9671	9675	9680
93	9685	9689	9694	9699	9703	9708	9713	9717	9722	9727
94	9731	9736	9741	9745	9750	9754	9759	9763	9768	9773
95	9777	9782	9786	9791	9795	9800	9805	9809	9814	9818
96	9823	9827	9832	9836	9841	9845	9850	9854	9859	9863
97	9868	9872	9877	9881	9886	9890	9894	9899	9903	9908
98	9912	9917	9921	9926	9930	9934	9939	9943	9948	9952
99	9956	9961	9965	9969	9974	9978	9983	9987	9991	9996
N	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9

(ANEXO)

PROPIEDADES DE LOS LOGARITMOS

- a) $\text{Log} (a \times b) = \text{log } a + \text{log } b$
- b) $\text{Log} \frac{a}{b} = \text{log } a - \text{log } b$
- c) $\text{Log} a^n = (n) \text{log } a$ (n puede ser negativo ó positivo)
- d) $\text{Log} \sqrt[n]{a} = \frac{\text{log } a}{n}$

Ejemplos:

	Propiedad Aplicada
$\text{Log} (5 \times 3x) = \text{log } 5 + \text{log } 3x \dots\dots\dots$	(a)
$\text{Log} \frac{6x}{y} = \text{log } 6x - \text{log } y \dots\dots\dots$	(b)
$\text{Log } 8^4 = 4 \text{log } 8 \dots\dots\dots$	(c)
$\text{Log } 10^{-4} = (-4) \text{log } 10 \dots\dots\dots$	(c)
$\text{Log } 5^{8.3} = (8.3) \text{log } 5 \dots\dots\dots$	(c)
$\text{Log} \sqrt{10} = \frac{\text{log } 10}{2} \dots\dots\dots$	(d)
$\text{Log} \sqrt[3]{9} = \frac{\text{log } 9}{3} \dots\dots\dots$	(d)

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS DEL pH
(Buffers)

Las soluciones buffer son aquellas que pueden soportar cantidades relativamente grandes de ácidos o bases con variaciones muy pequeñas de pH.

En general una solución amortiguadora se forma cuando existen en la misma solución un ácido débil y la sal de ese mismo ácido, por ejemplo ácido acético (HOAc)* y acetato de sodio (NaOAc).

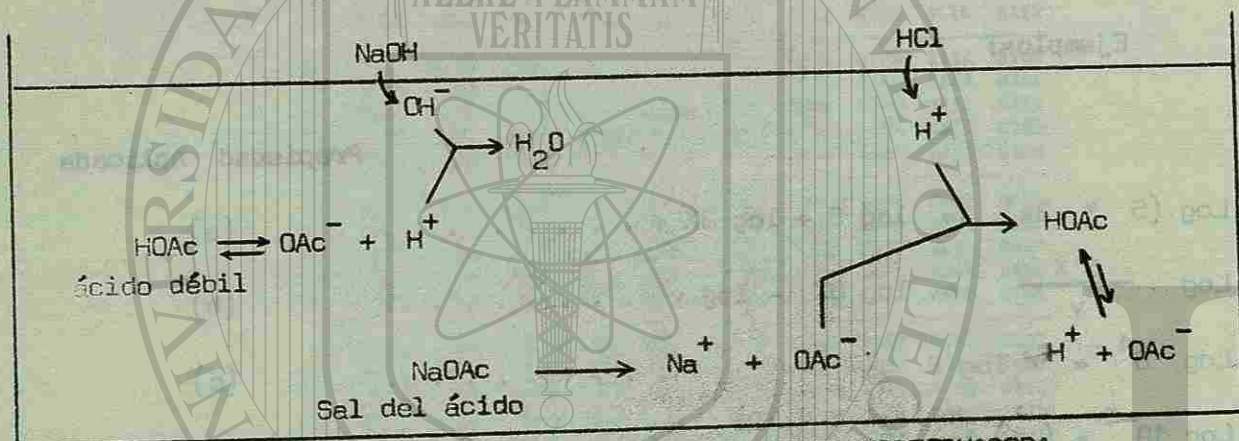


FIG. 1.- MECANISMO DE ACCIÓN DE UNA SOLUCIÓN AMORTIGUADORA (Buffer)

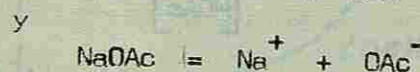
El mecanismo de acción de una solución amortiguadora puede ser explicado mediante el esquema de la figura 1. Cuando a una solución buffer se agrega una base, NaOH por ejemplo, ésta producirá iones hidroxilo (OH^-) los cuales elevarían el pH del medio al aumentar su concentración en la solución. Sin embargo, la presencia de los iones hidrógeno (H^+) producidos por el ácido reaccionarán con aquellos para producir moléculas de agua neutralizando de esta manera los grupos hidroxilo aportados por la base. Así mismo, con la adición de un ácido (ácido clorhídrico (HCl) por ejemplo) a la solución, habrá la formación de nuevos iones hidrógeno (H^+) los cuales harían más ácido al medio reduciendo el valor del pH, pero la presencia de los iones acetato (OAc^-), producidos principalmente por la sal (ya que es un electrolito fuerte mientras que el ácido lo es débil) "secuestran" a los iones hidrógeno combinándose con ellos y formando moléculas de HOAc el cual se disocia en H^+ y OAc^- pero en un porcentaje muy pequeño (del orden del 1%) por lo cual casi todos los iones hidrógeno aportados por el HCl quedan neutralizados como moléculas de HOAc no disociadas.

* La fórmula del ácido acético es en realidad $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ($\text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$), solamente por comodidad la escribiremos "HOAc" donde el grupo "OAc" representa al radical acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$).

El comportamiento de una solución buffer está regido por la ecuación de Henderson y Hasselbach, la cual establece que:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{ácido}]}$$

En esta ecuación cada uno de los términos es obtenido de la siguiente manera: Si se considera el sistema buffer de la figura 1.



La constante de ionización para el ácido acético estará dada por la ecuación.

$$K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

en donde la $[\text{OAc}^-]$ está dada prácticamente por la concentración de la sal ya que ésta última está totalmente o casi totalmente ionizada, ya que es un electrolito fuerte, mientras que el ácido lo está solo en una pequeñísima proporción por ser un ácido débil.

Despejando la H^+ de la ecuación anterior resulta:

$$[\text{H}^+] = K_i \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]}$$

y al obtener logaritmos de ambos miembros

$$\text{Log} [\text{H}^+] = \text{Log} \left[K_i \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]} \right]$$

$$\text{Log} [\text{H}^+] = \text{Log} K_i + \text{Log} \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]}$$

Al multiplicar la ecuación por (-1) nos dá:

$$-\log [H^+] = -\log K_i - \log \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$

Al invertir el tercer término nos queda:

$$-\log [H^+] = -\log K_i + \log \frac{[OAc^-]}{[HOAc]} \quad (I)$$

Así como $pH = -\log [H^+]$ y $pOH = -\log [OH^-]$, igualmente $-\log K_i = pK$.

Es decir, podemos definir el pK de un ácido débil (o base débil) como el logaritmo negativo de su constante de ionización. Por lo tanto la ecuación (I) queda finalmente de la siguiente manera:

$$pH = pK_i + \log \frac{[OAc^-]}{[HOAc]} \quad (II)$$

En la ecuación (II) la $[HOAc]$ es la concentración del ácido acético sin disociar (la cual consideraremos igual a la concentración total del ácido débil ya que la cantidad de ácido disociado es prácticamente nula comparada con la del ácido sin disociar) y $[OAc^-]$ es la concentración de los iones acetato, los cuales estarán aportados principalmente por la sal del ácido, la cual se disocia completamente, mientras que el acético por ser un ácido débil aportará una cantidad pequesimísima de iones OAc^- , los que serán prácticamente despreciables comparados con la cantidad proporcionada por la sal. Por lo tanto, la concentración de ión acetato es, para fines prácticos, igual a la concentración de la sal. Por lo que la ecuación puede ser expresada en forma más general como:

$$pH = pK + \log \frac{[sal]}{[ácido]} \quad (III)$$

Las sales son sustancias que en solución producen aniones (iones negativos) que son grupos que aceptan (que se combinan con) iones hidrógeno (protones). La sal está actuando entonces como un aceptor de protones y un ácido es por definición un donador de protones. Por lo tanto la ecuación (III) puede expresarse también de la forma siguiente:

$$pH = pK + \log \frac{[aceptor de protones]}{[donador de protones]} \quad (IV)$$

Analicemos ahora la forma (III) de la ecuación de Henderson y Hasselbach. En esta ecuación, cuando $[sal] = [ácido]$ el término $\log \frac{[sal]}{[ácido]}$ queda como $\log 1$ por lo tanto igual a cero y se cumple que $pH = pK$. Podemos entonces definir también el pK de un ácido como el pH de una solución en la que la concentración de la sal es igual a la concentración del ácido ($[sal] = [ácido]$). Pero ¿cuál es el significado físico de esto? Analicemos la curva de titulación del ácido acético en la Figura 2.

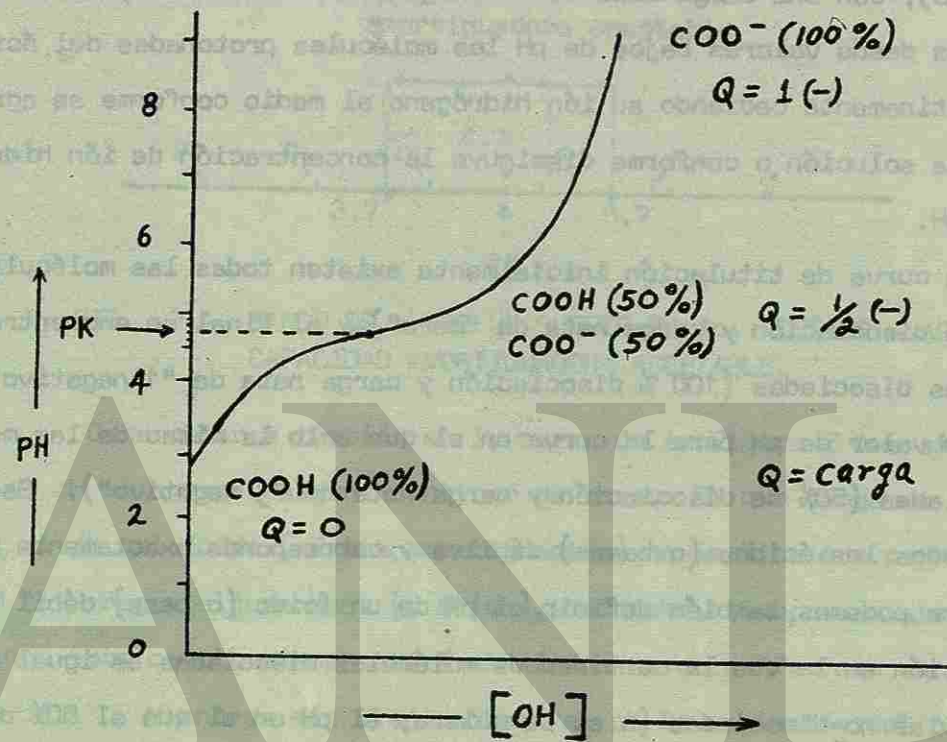


FIG.2.- CURVA DE TITULACION DEL ACIDO ACETICO

A valores ácidos extremos (pH s muy bajos) la concentración de OH^- es muy baja, por el contrario, la concentración de H^+ es muy elevada por lo que es muy difícil que existan cargas negativas en las moléculas en solución ya que inmediatamente serán ocupadas por los H^+ del medio, por lo tanto el grupo $CH_3 - COO^-$ no existe como tal a valores muy bajos de pH , sino que más bien se encuentra en la forma protonada $CH_3 - COOH$ siendo cero la carga neta de la molécula. A pH s mínimos encontraremos entonces que el 100% de las moléculas del ácido están protonadas, es decir, sin carga.

En pHs muy básicos (valores altos de pH), la concentración de H^+ es muy baja, mientras que la del OH^- es elevada por lo que los protones de los grupos $-COOH$ son fácilmente arrancados a éstos, debido a la carga negativa de los iones hidroxilo y a la gran concentración de estos en la solución. Por lo tanto a muy altos valores de pH prácticamente no existen moléculas protonadas y el grupo carboxilo ($R-COOH$) existe casi totalmente en su forma disociada $R-COO^-$ (~ 100% disociado), con una carga neta de "1 Negativo". Es decir, si en una titulación partimos desde valores bajos de pH las moléculas protonadas del ácido acético irán paulatinamente cediendo su ión hidrógeno al medio conforme se agrega más base (OH^-) a la solución o conforme disminuye la concentración de ión hidrógeno y se eleva el pH.

Si en la curva de titulación inicialmente existen todas las moléculas protonadas (0 % de disociación y carga neta de "cero") y al final se encuentran todas las moléculas disociadas (100 % disociación y carga neta de "1 negativo"), debemos suponer un valor de pH para la curva en el que solo la mitad de las moléculas estén disociadas (50% de disociación y carga neta de " $\frac{1}{2}$ negativo"). Ese valor existe para todos los ácidos (o bases) débiles y corresponde exactamente a su valor de pK. Ahora podemos también definir el pK de un ácido (o base) débil como el pH de una solución en la que la cantidad de moléculas disociadas es igual a la cantidad de moléculas no-disociadas (o si se quiere; el pH en el que el 50% de las moléculas están disociadas).

Si continuamos analizando la curva de la Figura 2 podremos observar que existen dos regiones en las que los cambios de pH son grandes al agregar cantidades relativamente pequeñas de base (OH^-) en comparación con la región de la curva próxima al pK en la que los cambios son mínimos. Esas dos regiones están comprendidas a ambos lados del punto correspondiente al pK del ácido, siendo el pK el valor del pH en el que menos variación existe en el pH de la solución cuando se agregan cantidades pequeñas de base o de ácido. Por lo tanto es este el valor del pH, es decir, el pK del ácido débil, en el cual un buffer tiene un mayor poder de amortiguación.

Conforme el pH de la solución se aleja (hacia arriba o hacia abajo) del valor del pK del ácido su poder amortiguador se ve disminuido, tanto como el pH se aleje del valor del pK; aunque, en general se considera que conserva aceptable capacidad de amortiguación cuando los valores del pH no revasan el rango comprendido entre una unidad de pH por encima y por debajo del pK del ácido, figura 3.

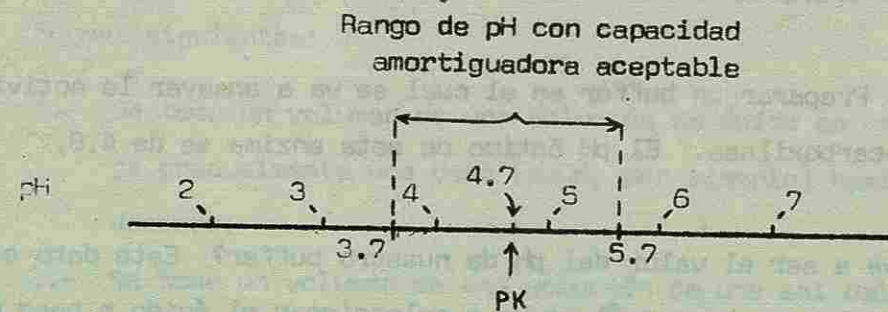


FIG. 3.- RANGO DE pH DE UN BUFFER DE Ac. ACETICO - ACETATO CON CAPACIDAD AMORTIGUADORA ACEPTABLE.

Debe notarse también en la curva de la Figura 2 que siempre existe variación de pH al agregar alguna cantidad de base. El que tengamos un buffer a un pH igual al pK del ácido (máxima amortiguación) no implica que no haya cambio alguno de pH al agregar alguna base (o ácido), de hecho, siempre existe un cambio del pH, solo que este cambio siempre será el mínimo en un buffer con un pH igual al pK del ácido débil. Mientras más alejado esté el pK la variación del pH será siempre mayor.

Capacidad de un buffer.- La capacidad de un buffer a resistir cambios en el pH se conoce como la "capacidad del buffer". La "capacidad de un buffer puede ser definida de dos formas:

- (1) El número de moles por litro de H^+ ó OH^- requeridos para causar un cambio dado de pH (por ejemplo 1 unidad).
- (2) El cambio de pH que ocurre luego de la adición de una cantidad dada de H^+ ó OH^- (por ejemplo 1 Mol/litro).

Preparación de un buffer adecuado.— Frecuentemente es necesaria la preparación de un buffer en el laboratorio. Las necesidades del buffer pueden ser muy diversas, por ejemplo para ensayar la actividad de una enzima, para la preparación de un medio de cultivo, para el mantenimiento en perfusión de órganos o tejidos, para la separación o purificación de un organelo celular etc.

Debe tenerse especial cuidado en el ácido o base débil que se seleccionará para tal fin.

Ejemplo 1.— Preparar un buffer en el cual se va a ensayar la actividad de la enzima piruvato-carboxilasa. El pH óptimo de esta enzima es de 4.8.

Solución:

a) Primero: ¿Cuál va a ser el valor del pH de nuestro buffer? Este dato es muy importante ya que en base a él se va a seleccionar el ácido o base débil que se utilizará. El pH más conveniente debe ser aquel en el que la enzima que se va a ensayar posea su mayor actividad, es decir, el pH apropiado de este buffer debe ser de 4.8.

b) Segundo: ¿Cómo seleccionar el ácido débil conveniente? Esto lo debemos hacer en base al pK del ácido, es decir, debemos escoger un ácido débil cuyo pK sea igual o muy cercano al pH deseado, ya que debemos recordar que el mayor poder de amortiguación de un buffer está precisamente en su pK. (Véase pág.). Por ejemplo, si para la preparación de nuestro buffer contamos con los siguientes ácidos débiles y sus sales:

Acidos	pK
Ac. Cítrico	3.0
Ac. Fórmico	3.7
Ac. Cianhídrico	9.3
Ac. Oxálico	4.2
Ac. Acético	4.7
Ac. Málico	3.4

¿Cuál de ellos se debería seleccionar para la preparación del buffer?

Evidentemente se seleccionaría el ácido acético para preparar el buffer. Aunque

el pK del ácido no es exactamente igual al pH deseado, este es el apropiado ya que es el que tiene un pK más próximo al pH deseado y además está dentro de un rango permisible de amortiguación (Véase pág. 20).

c) Tercero: ¿Cómo hacer la preparación del buffer?

Si la concentración del ácido o de la sal no es crítica no se requieren cálculos previos de concentraciones y se puede preparar de cualquiera de las formas siguientes:

- 1.- Se toma un volumen de una solución de ácido en un recipiente y se agrega gradualmente una base (NaOH, por ejemplo) hasta ajustar el pH deseado.
- 2.- Se toma un volumen de una solución de una sal del ácido y se agrega gradualmente un ácido fuerte (HCl por ejemplo hasta ajustar el pH deseado.)

El pH deseado puede ajustarse directamente con un potenciómetro.

Ejemplo 2.— Se desea preparar un buffer de pH = 3.5 en el que la concentración del ácido debe ser de 0.1 M. ¿Cuál debe ser la concentración de la sal del ácido en el buffer?

Solución:

En este caso, además de tener que seleccionar el buffer se requiere también una concentración fija de ácido por lo que es necesario primeramente seleccionar el ácido apropiado, luego calcular la concentración de sal que debe ser para alcanzar el pH deseado y finalmente la preparación del buffer.

a) Selección del ácido débil:

Si consideramos la lista de ácidos del inciso (b) del ejemplo 1 el ácido más apropiado sería el fórmico, ya que es el que posee el pK más cercano al pH deseado y además queda dentro del rango permisible de amortiguación.

b) Concentración de la sal para mantener un pH de 3.5:

$$pH = pK_a + \log \frac{[sal]}{[Acido]}$$

Como sabemos que:

$$\text{pH} = 3.5$$

$$\text{pKa} = 3.7$$

$$\text{Acido} = 0.1 \text{ M}$$

Entonces:

$$3.5 = 3.7 + \log \frac{[\text{sal}]}{0.1}$$

$$\log \frac{[\text{sal}]}{(0.1)} = 3.5 - 3.7$$

$$\log \frac{[\text{sal}]}{(0.1)} = -0.2$$

$$\frac{[\text{sal}]}{(0.1)} = \text{Antilog}(-0.2) = \text{Antilog}(1.8)$$

$$[\text{sal}] = (0.1) \text{ Antilog}(1.8)$$

$$[\text{sal}] = (0.1) (0.631)$$

$$[\text{sal}] = 0.0631$$

c) Preparación del buffer.

1.- Se prepara una solución 0.1 M de ácido y se agrega una cantidad de base suficiente para que quede a una concentración de 0.2 M (al preparar la solución de ácido debe tenerse en cuenta el cambio de volumen de la solución al agregar la sal).

Escribe tú otra u otras formas de prepararlo.

Ejemplo 3.- Describe la preparación de buffer acetato - Ac. Acético de 0.45 M y pH = 5.

Solución:

El buffer debe contener un total por litro de 0.45 moles de acetato.

El primer paso involucra el cálculo de la proporción de las dos especies moleculares, es decir, el acetato (como sal) y el ácido acético. Esto puede hacerse fácilmente por medio de la ecuación ya conocida de Henderson Hasselbalch:

Ecuación de Henderson Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]}$$

$$5 = 4.7 + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]}$$

$$\log \frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]} = 5 - 4.7$$

$$\log \frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]} = 0.3$$

$$\frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]} = \text{Anti log } 0.3$$

$$\frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]} = 2$$

$$\text{Relación } \frac{[\text{sal}]}{[\text{Acido}]} = 2 = \frac{2}{1}$$

Por lo tanto:

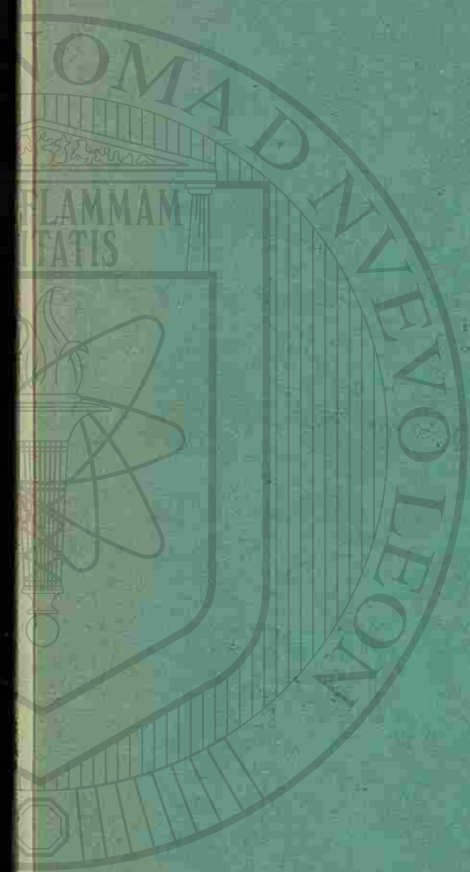
$$\frac{2}{3} \times 0.45 \text{ M} = 0.3 \text{ M. de la sal (acetato)}$$

$$\frac{1}{3} \times 0.45 \text{ M} = 0.15 \text{ M de ácido}$$

Es decir, el buffer debe estar formado por estas proporciones de sal - (acetato) y ácido.

El buffer puede ser preparado de cualquiera de las siguientes formas:

- 1.- Mezclando ácido y la sal del ácido en las proporciones correctas.
- 2.- Comenzando con una solución de ácido y agregando una base (NaOH por ejemplo) hasta pH = 5.
- 3.- Comenzando con una solución de la sal del ácido y agregando un ácido fuerte (tal como HCl) hasta pH = 5.



U A N

RSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

RECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTE

