

**UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA**



**DISEÑO DE UNA GUIA PRÁCTICA PARA LA PREPARACIÓN,
CONSERVACIÓN Y CORRECTO USO DE SOLUCIONES
AMORTIGUADORAS**

TRABAJO DE GRADUACIÓN PRESENTADO POR:

SUSANA AÍDA ALFARO DUBÓN

JENIFFER ELIZABETH GUZMÁN LÓPEZ

PARA OPTAR AL GRADO DE

LICENCIATURA EN QUÍMICA Y FARMACIA

ABRIL 2007

SAN SALVADOR, EL SALVADOR, CENTRO AMERICA.



©2004, DERECHOS RESERVADOS

**Prohibida la reproducción total o parcial de este documento,
sin la autorización escrita de la Universidad de El Salvador**

<http://virtual.ues.edu.sv/>

SISTEMA BIBLIOTECARIO, UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

Rectora

Dra. María Isabel Rodríguez

Secretaria General

Licda. Alicia Margarita Rivas de Recinos

FACULTAD DE QUÍMICA Y FARMACIA

Decano

Lic. Salvador Castillo Arévalo

Secretaria

MSc. Miriam del Carmen Ramos de Aguilar

COMITÉ DE TRABAJOS DE GRADUACIÓN

Coordinadora General

Licda. María Concepción Odette Rauda Acevedo

Asesoras de Área de Control de Calidad de Productos Farmacéuticos, Cosméticos y Veterinarios

MSc. Rocío Ruano de Sandoval

Licda. Zenia Ivonne Arévalo de Márquez

Docente Director

Lic. Arturo García Mazzini

AGRADECIMENTOS

A Dios y María Santísima, por habernos brindado la sabiduría y discernimiento, a lo largo de nuestra carrera y especialmente para desarrollar y finalizar el presente trabajo; además por su gran amor, el cuál fue uno de los mayores alicientes en los momentos que sentimos desfallecer.

A nuestros padres, pues sin su valioso apoyo, comprensión y amor es a ellos a quien debemos este logro, fruto de su esfuerzo y sacrificio además por la confianza y orientación otorgada.

A nuestro docente director, Lic. Arturo García Mazzini por su valiosa colaboración en guiarnos, para desarrollar esta investigación y culminarlo exitosamente, así como también a ser un ejemplo de perseverancia y tener la disposición de seguir aprendiendo.

A todas las personas que directa o indirectamente se vieron involucradas en nuestra formación universitaria, que nos permitieron adquirir los conocimientos necesarios para desarrollar de la mejor manera esta investigación y especialmente a la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador por ser la institución a la cual debemos este proyecto.

SUSANA Y JENIFFER

DEDICATORIA

A Dios Todopoderoso: Por estar siempre conmigo y mi familia cuando más te hemos necesitado, por iluminar mi camino.

A ti Virgen María: Por ser nuestra madre santísima y antecesora de mis suplicas.

A mi padre: Amilcar Alfaro por apoyarme siempre a terminar mi carrera, por haberme formado para ser la persona que ahora soy, por su confianza, amor y cariño

A mi madre: Ana de Alfaro por su apoyo, consejos, confianza, amor que me ha brindado toda mi vida.

A mis queridos Hermanos: Reynaldo y Leticia que siempre han estado conmigo, por su apoyo incondicional y por darme siempre ánimo a seguir adelante.

A mis abuelos: Roberto y Ana Dubón que siempre me han apoyado a terminar mi carrera y que han estado conmigo cuando más los he necesitado a pesar de la distancia.

A mi Amiga y compañera de trabajo: Jeniffer Guzmán por su comprensión, apoyo, paciencia, esfuerzo, dedicación y mucho sacrificio para la finalización del presente trabajo.

A mi Amigo: David Ferrer Por su comprensión, paciencia y amistad incondicional que durante todo este tiempo me ha brindado.

SUSANA

DEDICATORIA

A Dios Todopoderoso: Por ser mi fiel compañía en los momentos difíciles y sacarnos adelante en momentos de angustia y desesperación y brindarme todos los medios necesarios para culminar con éxito esta hermosa etapa.

A mis Padres: Mario Guzmán y Sonia de Guzmán, por ser los motores más importantes en mi vida y apoyarme en todo momento con todo el amor que solamente un padre tiene para su hijo.

A mis hermanos: Marco Tulio, Melvin y Eduardo, por brindarme su apoyo y animarme a continuar en esta lucha y ser mi más grande apoyo.

A mi Abuela: Ana Morales, por procurar mi bienestar físico y enseñarme a no desesperarme.

A mi Tía: Morena Reyes que en paz descansa, mil gracias por tus cuidados que me ayudaron a dar un paso más y enseñarme a ser perseverante.

A mi Tía y Prima: Blanca Morales y Janci Escobar, por animarme y alentarme en momentos difíciles.

A mi amiga, hermana y compañera entrañable: Susana Alfaro, por recorrer este sendero juntas y mostrar siempre disposición, entrega y decisión en todo momento.

A mi novio: David Ferrer, por ser un apoyo fundamental, siempre mostrar paciencia y soportar mis momentos de desesperación.

JENIFFER

INDICE

| CONTENIDO | PAG. |
|------------------------------------------------|-------------|
| Resumen | |
| Capitulo I | |
| 1.0 Introducción | xxvii |
| Capitulo II | |
| 2.0 Objetivos | |
| 2.1 Objetivo General | |
| 2.2 Objetivos Específicos | |
| Capitulo III | |
| 3.0 Marco Teórico | |
| 3.1 Ácidos y Bases | 32 |
| 3.2 Equilibrio Químico | 32 |
| 3.3 El pH | 33 |
| 3.4 Disoluciones Buffer | 35 |
| 3.4.1 Propiedades de las Soluciones Buffers | 35 |
| 3.4.2 Clasificación de Soluciones Buffers | 36 |
| 3.4.3 Preparación de Soluciones Buffers | 38 |
| 3.5 Indicadores de pH | 38 |
| 3.6 Equilibrio Acido – Base en el organismo | 39 |
| 3.7 Agentes Conservadores | 42 |
| 3.7.1 Características de agentes conservadores | 42 |

| | |
|---------------------------------|-----|
| 3.8 Estabilidad de soluciones | 43 |
| 3.8.1 Tipos de inestabilidades | 43 |
| Capitulo IV | |
| 4.0 DISEÑO METODOLOGICO | |
| 4.1 Tipo de Estudio | 45 |
| 4.2 Investigación Bibliográfica | 45 |
| 4.3 Investigación de Campo | 46 |
| 4.4 Parte Experimental | 46 |
| Capitulo V | |
| 5.0 RESULTADOS | 54 |
| Capitulo VI | |
| 6.0 CONCLUSIONES | 138 |
| Capitulo VII | |
| 7.0 RECOMENDACIONES | |
| BIBLIOGRAFIA | |
| GLOSARIO | |
| ANEXOS | |

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura N°

1. Soluciones Buffer de Acido Clorhídrico – Cloruro de Potasio. A un pH de 1.0 a 3.0
2. Preparación de solución Buffer de Acido Clorhídrico – Cloruro de Potasio a pH 2.0
3. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.0 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído como agente conservador.
4. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.5 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído como agente conservador.
5. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 2.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído como agente conservador.
6. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 2.5 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído como agente conservador.
7. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 3.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído como agente conservador.

8. Soluciones Buffer de Acido Clorhídrico – Citrato de sodio. A un pH de 2.0 a 4.0
9. Preparación de solución buffer de Acido Clorhídrico – Citrato de Sodio a pH 2.0
10. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 2.0 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído como agente conservador.
11. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 3.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído como agente conservador.
12. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 4.0 utilizando Rojo Congo como indicador y Formaldehído como agente conservador.
13. Soluciones Buffer de Acido Cítrico – Citrato de Sodio a un pH de 4.6 a 6.0
14. Preparación de Solución Buffer de Acido Cítrico – Citrato de Sodio a pH 6.0
15. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 4.6 utilizando Sal Sódica de Rojo de Metilo como indicador y Formaldehído como agente conservador.

16. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 5.0 utilizando Rojo Clorofenol como indicador y Formaldehído como agente conservador.
17. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 6.0 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído como agente conservador.
18. Soluciones Buffer de Fosfato de Potasio – Fosfato de Sodio a un pH de 5.8 a 8.0
19. Preparación de Solución Buffer de Fosfato de Potasio – Fosfato de Sodio. A pH 8.0
20. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 5.8 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído como agente conservador.
21. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 6.0 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído como agente conservador.
22. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 6.8 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio como agente conservador.
23. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 7.0 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio como agente conservador.

24. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 7.2 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio como agente conservador.
25. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 8.0 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio como agente conservador.
26. Soluciones Buffer de Amoníaco – Cloruro de Amonio a un pH de 8.2 a 10.5
27. Preparación de Solución Buffer de Amoníaco – Cloruro de Amonio a pH 8.2
28. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 8.2 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio como conservador.
29. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 9.0 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio como conservador.
30. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio como conservador.
31. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio como conservador.

32. Soluciones Buffer de Acido Bórico –Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0 a 11.0
33. Buffer de Acido Bórico –Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0
34. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico – Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0 utilizando Fenolftaleina y Azida de Sodio como conservador.
35. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico – Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 10.0 utilizando Fenolftaleina y Azida de Sodio como conservador.
36. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico – Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio como conservador.
37. Soluciones Buffer de Bicarbonato de Sodio – Carbonato de Sodio a pH de 9.0 a 12.0
38. Preparación de solución Buffer de Bicarbonato de Sodio Carbonato de Sodio. A pH 10.0
39. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 9.0 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio como conservador.

40. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio como conservador.
41. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 11.5 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio como conservador.
42. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 12.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio como conservador.
43. Solución Buffer Fosfato de Sodio – Hidróxido de Sodio. A un pH de 12.0
44. Preparación de solución Buffer de Fosfato de Sodio – Hidróxido de Sodio. A un pH de 12.0
45. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Hidróxido de Sodio 0.5 M. a pH 12.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio como conservador.
46. Solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de Potasio. A un pH de 13.0
47. Preparación de solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de Potasio. a un pH de 13.0
48. Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de Potasio. A pH 13.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio como conservador.
49. Procedimiento de preparación de soluciones Buffers
50. El medidor de pH digital modelo WTW pH 320

INDICE DE TABLAS

TABLA N°

1. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 1.0)
2. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 1.0
3. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – cloruro de Potasio 0.2 M (pH 1.5)
4. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 1.5
5. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 2.0)
6. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 2.0
7. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 2.5)
8. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 2.5
9. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 3.0)
10. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 3.0

11. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 2.0)
12. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 2.0
13. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M pH (3.0)
14. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 3.0
15. Preparación de solución buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 4.0)
16. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 4.0
17. Preparación de solución buffer ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 4.6)
18. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 4.6
19. Preparación de solución buffer ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 5.0)
20. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 5.0
21. Preparación de solución buffer ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 6.0)

22. Estabilidad física de solución buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 6.0
23. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 5.8)
24. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 5.8
25. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 6.0)
26. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 6.0
27. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 6.8)
28. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de (pH 6.8)
29. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 7.0)
30. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de (pH 7.0)
31. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 7.2)
32. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de (pH 7.2)

33. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 8.0)
34. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de (pH 8.0)
35. Preparación de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 8.2)
36. Estabilidad física de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 8.2
37. Preparación de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 9.0)
38. Estabilidad física de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 9.0
39. Preparación de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 10.0)
40. Estabilidad física de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 10.0
41. Preparación de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 10.5)
42. Estabilidad física de solución buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 10.5
43. Preparación de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 9.0)

44. Estabilidad física de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 9.0
45. Preparación de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 10.0)
46. Estabilidad física de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 10.0
47. Preparación de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 11.0)
48. Estabilidad física de solución buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 11.0
49. Preparación de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 9.0)
50. Estabilidad física de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 9.0
51. Preparación de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 10.0)
52. Estabilidad física de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 10.0
53. Preparación de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 11.5)
54. Estabilidad física de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 11.5

55. Preparación de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 12.0)
56. Estabilidad física de solución buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 12.0
57. Preparación de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 12.0)
58. Estabilidad física de solución buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 12.0
59. Preparación de solución buffer Hidróxido de Sodio 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 13.0)
60. Estabilidad física de solución buffer Hidróxido de Sodio 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 13.0)



INDICE DE ANEXOS

Anexo N°

1. Entrevista dirigida a auxiliares de docencia de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador.
2. Resultados tabulados de entrevista.
3. Preparación de reactivos
4. Preparación de Soluciones Indicadoras
5. Preparación de Soluciones Conservadoras
6. Determinación de concentraciones reales de cada una de las soluciones de reactivo.
7. Cálculos para la preparación y estandarización de cada uno de los reactivos
8. Técnica general de preparación de soluciones buffer
9. Material y Equipo utilizado en parte experimental.
10. pHmetro digital
11. Copia de manual de uso de pHmetro.

INDICE DE CUADROS

Cuadro N°

1. Resultados tabulados de entrevista
2. Preparación de reactivos ácidos
3. Preparación de reactivos básicos
4. Preparación de reactivos salinos
5. Preparación de soluciones indicadoras
6. Preparación de soluciones conservadoras
7. Determinación de concentraciones reales de cada una de las soluciones

RESUMEN

La presente investigación tiene como principal objetivo el diseño de una guía práctica para la preparación de Soluciones Buffer más empleadas a nivel de docencia en la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador, por medio de una guía entrevista a los auxiliares de docencia, para la selección y rangos de pH más empleados, por lo cual se analizó el empleo de sustancias indicadoras y conservadoras, así como también sirva ésta como referencia para el correcto uso y conservación de las mismas, comprobar la estabilidad física de cada una de ellas sometiéndolas a diferentes condiciones de almacenamiento.

Para el desarrollo del objetivo de estudio se empleó metodología analítica como titulación y estandarización de soluciones concentradas con las que luego fueron preparadas soluciones diluidas, a las cuales se les determinó el valor de pH , además se prepararon soluciones indicadoras como: Verde de Malaquita, Eosina amarillenta, Rojo congo, Anaranjado de metilo, Verde de bromocresol, Rojo de metilo, Sal sódica de rojo de metilo, Fenolftaleina , Amarillo Titanio, Timolftaleina, como también agentes conservadores en solución de Formaldehído 0.1 % y Azida de Sodio 0.05%; el tiempo empleado para su ejecución fue de 90 días desde el inicio de, revisión de viñetas de reactivos a nivel de bodega de reactivos de la Facultad de Química y Farmacia, esta investigación se realizó en las instalaciones de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador, siendo las principales soluciones

estudiadas las de mayor empleo como: Buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M, Soluciones Buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M, Soluciones Buffer Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M, Soluciones Buffer Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M, Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M, Soluciones Buffer Ácido Bórico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M – Hidróxido de Sodio 0.2M, Soluciones Buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M, Solución Buffer Fosfato de Sodio 0.2 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M, Solución Buffer Hidróxido de Sodio 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M, todas y cada una de estas soluciones a diferentes valores de pH, de acuerdo a los resultados que se obtuvieron de la guía entrevista, así como también de los catálogos de reactivos.

A cada una de las soluciones buffer se sometieron a un estudio de estabilidad física, en la cual se determinó la temperatura a la cual se va a almacenar cada solución buffer y los cuidados que hay que tener con cada una de ellas para mantenerlas en óptimas condiciones y de esta manera que el valor de pH se mantenga en los límites permitidos para poder ser ajustados posteriormente y de esta manera utilizar cada una de las soluciones buffers en diferentes metodologías de análisis en las que se empleen.

CAPITULO I
INTRODUCCION

1.0 INTRODUCCION

Frecuentemente es necesaria la preparación de soluciones que sean capaces de mantener y regular el pH dentro de ciertos límites, estas soluciones son conocidas como Sistemas Amortiguadores, Tampón o Buffer, que tienen la capacidad de impedir las variaciones bruscas de pH cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o base.

Según la Teoría de Arrhenius los Ácidos son sustancias que al disolverse en agua produce iones Hidrógeno (H^+) y las Bases son sustancias que al disolverse en agua producen iones Oxidriilo (OH^-); pero también es compatible utilizar el concepto de Ácidos y Bases según Brönsted y Lowry, donde un Ácido es una sustancia capaz de donar protones y una Base es una sustancia capaz de aceptar protones; de donde se deduce que una Solución Buffer es una combinación de un Ácido Débil y su Base Conjugada o una Base Débil y su Ácido Conjugado dando esto como resultado que la sal presente en la solución inhibe el desplazamiento del Equilibrio Químico basados en el Principio de Le Chatelier ⁽¹⁸⁾.

Las Soluciones Amortiguadoras son sustancias que tienen la característica particular de poseer poco tiempo de vida útil luego de su preparación, además de su alto costo. Estas Soluciones Buffer son utilizadas para el desarrollo de diferentes metodologías de análisis, para lo cual se hace necesario elaborar una guía para la preparación, conservación y el correcto uso de las mismas.

Es importante por ello mantener la estabilidad de estas sustancias por un tiempo mayor.

Es por ello la presente investigación se hará en base a una entrevista la cual se utilizara para recopilar información necesaria para seleccionar y se preparar 30 Soluciones Buffer concentradas y diluidas en una escala de 1-13 unidades de pH, están seleccionadas de acuerdo al mayor empleo a nivel de docencia; así como también el empleo de sustancias conservadoras para determinar la estabilidad física medida obtenida a través de un pHmetro digital a cada una de las soluciones sometidas a Temperaturas de 5° C, 20° C y 60° C durante un período de 30 días.

También se emplearon Indicadores como: Verde de Malaquita, Rojo Congo, Verde de Bromocresol, Sal Sódica de Rojo de Metilo para verificar la estabilidad de las Soluciones Buffer, las cuales con el mínimo cambio en la coloración de la solución indica el cambio de pH en la misma. Además se adicionaron soluciones de conservadores como: Formaldehído al 0.1% y Azida de Sodio al 0.05%

CAPITULO II

OBJETIVOS

2.0 OBJETIVOS

2.1. Objetivo General

Diseñar una guía para la preparación, conservación y correcto uso de Soluciones Amortiguadoras.

2.2. Objetivos Específicos

2.2.1 Elaborar una guía de entrevista para obtener cuáles son las Soluciones Buffer y los rangos de pH más empleados en docencia.

2.2.2. Seleccionar una serie de 30 soluciones amortiguadoras con un rango de 1-13 unidades de pH.

2.2.3. Recopilar diferentes referencias para la preparación de soluciones amortiguadoras y su respectivo conservador e indicador.

2.2.4. Comprobar la estabilidad física de cada una de las soluciones amortiguadoras a diferentes concentraciones, rangos de pH y temperatura.

CAPITULO III
MARCO TEORICO

3.0 MARCO TEORICO

Ácidos y bases.

Las reacciones ácido – base en disolución acuosa constituyen algunos de los procesos más importantes en los sistemas químicos y biológicos. Una definición general de ácidos y bases propuesta originalmente por el químico Danés Johannes Bronsted en 1932, describe un ácido como un donador de protones y una base como un aceptor de protones (11).

Las reacciones ácido – base, también llamadas procesos de neutralización, se rigen por reacciones irreversibles y/o por equilibrios químicos, de acuerdo a la naturaleza de los ácidos y las bases involucradas.

Equilibrios químicos.

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa. En la mayor parte de los casos, este balance es bastante delicado. Los cambios en las condiciones experimentales pueden perturbar el balance y desplazar la posición del equilibrio de modo que se forma más o menos el producto deseado. El principio de Le Chatelier, ayuda a predecir la dirección en la que se desplazará la reacción en equilibrio cuando sucede una pequeña perturbación en las condiciones experimentales.

Dicho Principio de Le Chatelier establece que *“Si se aplica un esfuerzo externo a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta por sí mismo de tal modo que el esfuerzo se contrarresta parcialmente”* (2).

Cuando se tiene un equilibrio químico es de gran importancia práctica el conocimiento de la constante de equilibrio K , ya que describe las cantidades de los reactivos y productos que se forman, y por lo tanto el rendimiento de la reacción. Así, para el siguiente equilibrio general:



La constante de equilibrio K viene dada por:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (2)$$

El pH.

En las reacciones de neutralización es de gran importancia conocer el grado de acidez o basicidad de la solución resultante.

El pH de una solución se determina por medio de la concentración relativa de ácido y base.

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:

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

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

$$-\log [H^+] = -\log K - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (15)$$

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 **Sörensen**, $pK = -\log K$ se tiene:

$$pH = pK - \log \left(\frac{[HA]}{[A^-]} \right) \quad (15)$$

Para obtener la ecuación de **Henderson-Hasselbach** hay que invertir el $-\log [HA]/[A^-]$, lo que involucra cambiar el signo:

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

O más generalmente:

$$pH = pK + \log \left(\frac{[\text{Aceptor de protones}]}{[\text{Donador de protones}]} \right) \quad (15)$$

Esta ecuación 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 ($\log 1=0$) (15)

Los sistemas tampón que tienden a impedir la variación del pH cuando se añaden pequeñas cantidades de iones H^+ u OH^- consisten en un par ácido-base conjugada que actúan como dador y aceptor de protones, respectivamente. Podemos citar otros tampones biológicos, como son el par Carbonato-

Bicarbonato, Fosfato y Proteínas. El pH normal de los fluidos corporales suele oscilar alrededor de 7, Plasma sanguíneo 7.4; Saliva: 6.5-6.95; Orina 5.8; jugo gástrico: 2.1 etc. (9).

Disoluciones Buffer.

Una disolución buffer es una disolución de un ácido o una base débil y su sal, donde la presencia de la sal inhibe el desplazamiento del equilibrio de acuerdo al Principio de Le Chatelier, con lo cual se logra reducir y mantener constante la concentración de los iones H^+ . De esta manera, las disoluciones buffer tienen la capacidad de resistir los cambios de pH en la adición de pequeñas cantidades tanto de ácido como de base (2).

Propiedades de las soluciones buffers:

- Efecto de la dilución: el pH de una solución buffers permanece independiente de la dilución hasta que las concentraciones de la especie que contiene se reduce a punto de no poderse aplicar aproximaciones.
- Efecto de la adición de ácidos y bases: La resistencia al cambio de pH después de la adición de pequeñas cantidades de ácidos o bases fuertes ya que estas sustancias no mantiene el pH en un valor absoluto constante (18).

La capacidad amortiguadora de una solución buffer es de un rango de 2 unidades de pH

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{10}{1} = +1$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{1}{10} = -1$$

(17)

Clasificación de soluciones buffers:

- De acuerdo a la escala de pH estos pueden ser :

Ácidos

Neutro

Básicos

- Por su composición :

1. Sistema Ácido - Sal: Constituido por un ácido débil y una sal de ese ácido y una base fuerte.

Ejemplo: HAc / NaAc; HCN / NaCN.

2. Sistema Base - Sal: constituido por una base débil y una sal de esa base con un ácido fuerte.

Ej.: NH₃ / NH₄Cl.

3. Sistema Salino: puede estar constituido por:

* una sal monosustituida y otra disustituida de un ácido poliprótico débil (por ej. H₃PO₄) con una base fuerte.

Ej.: NaH₂PO₄ / K₂HPO₄.

* una sal disustituida y otra trisustituida del mismo ácido.

Ej.: K_2HPO_4 / Na_3PO_4 .

4. Anfolitos: son sustancias que tienen en su molécula grupos ácidos y básicos.

Son generalmente moléculas de sustancias orgánicas, como por ejemplo los aminoácidos (glicina). (13)

Las soluciones buffers tiene una gran importancia en los experimentos de biología, bioquímica en los que se debe de mantener una concentración baja pero constante de iones hidrogeno.

Algunas soluciones reguladoras de interés biológico:

Medio extracelular: NaCl 120 mM fosfatos 30 mM

Medio intracelular: KCl 120 mM fosfatos 30 mM (4)

En el área farmacéutica son muy importantes a nivel de preparación de soluciones inyectables para poder mantenerlas con concentraciones semejantes a las del organismo (soluciones isotónicas), a si como también son utilizados en el área de control de calidad de productos farmacéuticos en pruebas de disolución que se le realizan a tabletas y cápsulas (4, 19)

Algunas soluciones reguladoras de interés farmacéutico:

Buffer Citrato → se metaboliza con facilidad

Buffer Fosfato → existe en forma habitual en el organismo

Buffer Borato → se utiliza en preparaciones oftálmicas; no se utiliza para soluciones de uso interno por su toxicidad

Buffer Acetato → se utiliza en preparaciones oftálmicas (sales de plata) (4)

Preparación de Soluciones Buffers

En principio se puede preparar una solución buffers con el pH que se quiera al mezclar las cantidades calculadas de un par ácido – base conjugada.

Sin embargo, en la práctica los valores de pH de las soluciones buffers preparadas a partir de cálculos teóricos, difieren de los valores que se predicen.

Debido a que existen errores, las soluciones buffers o amortiguadoras se preparan haciendo una solución al pH deseado aproximado y luego se ajustan al agregar un ácido o la base conjugada hasta que la lectura en el medidor de pH indique el valor de pH requerido. (19)

Indicadores de pH

Los indicadores de pH son colorantes orgánicos que cambian su color o absorción espectral por toma o donación de protones (se forma o desaparecen grupos cromóforos). Por ello muestran diferentes colores; al añadir un ácido o una base.

Los indicadores pueden ser considerados como ácidos o bases débiles; por ello su grado de disociación se ven influenciados por otros componentes de la solución, tales como sales neutras, solventes orgánicos, como también la temperatura que es un factor a considerar ya que el producto iónico del agua varía considerablemente con la temperatura.

Una solución indicadora confiere agua a la sustancia a la que se añade, una coloración que es característica del correspondiente valor del pH. Por comparación con los valores cromáticos de la escala patrón se encuentra rápida y exactamente el correspondiente valor del pH.

Una condición previa para las determinaciones del pH con soluciones indicadoras es que el líquido a examinar sea incoloro y transparente, o solamente esté débilmente coloreado o turbio, de manera que no se impida el reconocimiento del tono de color del indicador. (18)

Equilibrio Ácido-Básico en el Organismo

El grado de acidez es una propiedad química importante de la sangre y de otros líquidos orgánicos. La acidez se expresa en la escala de pH, en la que 7.0 es el valor neutro, por encima es básico (alcalino) y por debajo es ácido. Un ácido fuerte tiene un pH muy bajo (cercano a 1.0), mientras que una base fuerte tiene un pH elevado (cercano a 14.0). La sangre es por lo normal alcalina, con un pH que varía entre 7.35 y 7.45.

El equilibrio ácido-básico de la sangre es controlado con precisión porque incluso una pequeña desviación de la escala normal puede afectar gravemente a muchos órganos.

El organismo utiliza tres mecanismos para controlar el equilibrio ácido-básico de la sangre. En primer lugar, el exceso de ácido es excretado por los riñones, principalmente en forma de amoníaco. Los riñones poseen una cierta capacidad para alterar la cantidad de ácido o de base que es excretado, pero esto por lo general demora varios días.

En segundo lugar, el cuerpo usa soluciones tampón en la sangre para amortiguar las alteraciones bruscas de la acidez. Un tampón actúa químicamente para minimizar las alteraciones en el pH de una solución.

El tampón más importante de la sangre utiliza bicarbonato, un compuesto básico que está en equilibrio con el anhídrido carbónico, un compuesto ácido. Cuanto más ácido penetra en la sangre, más bicarbonato y menos anhídrido carbónico se producen; cuanto más base penetra en la sangre, más anhídrido carbónico y menos bicarbonato se producen. En ambos casos, el efecto sobre el pH es minimizado.

El tercer mecanismo para controlar el pH de la sangre implica la excreción del anhídrido carbónico. El anhídrido carbónico es un subproducto importante del metabolismo del oxígeno y, por lo tanto, es producido constantemente por las células. La sangre transporta el anhídrido carbónico a los pulmones, donde es exhalado. Los centros del control respiratorio en el

cerebro, regulan el volumen de anhídrido carbónico que se exhala mediante el control de la velocidad y la profundidad de la respiración. Cuando la respiración aumenta, el valor del anhídrido carbónico de la sangre disminuye y ésta se vuelve más básica. Cuando la respiración disminuye, el valor del anhídrido carbónico aumenta y la sangre se vuelve más ácida. Mediante la modificación de la velocidad y de la profundidad de la respiración, los centros de control respiratorios y los pulmones son capaces de regular el pH de la sangre minuto a minuto.

Una anomalía en uno o más de estos mecanismos de control del pH puede provocar una de las dos principales alteraciones en el equilibrio ácido-básico: acidosis o alcalosis.

La acidosis es un cuadro en el que la sangre tiene demasiado ácido (o muy poca base) dando como resultado con frecuencia una disminución del pH de la sangre. La alcalosis es una situación en la que la sangre posee demasiada base (o muy poco ácido), resultando algunas veces en un incremento del pH de la sangre. La acidosis y la alcalosis no son enfermedades, sino más bien el resultado de una amplia variedad de trastornos. La presencia de acidosis o alcalosis suministra un indicio importante de la existencia de un grave problema metabólico.

La acidosis y la alcalosis pueden ser metabólicas o respiratorias según cuál sea su causa principal. La acidosis y la alcalosis metabólicas son causadas por un desequilibrio en la producción y la excreción renal de los ácidos o de las

bases. La acidosis y la alcalosis respiratorias son causadas principalmente por trastornos pulmonares o de la respiración (10).

Agentes Conservadores

En muchos casos el utilizar un medio acuoso, genera el riesgo de desarrollo de microorganismos. Para controlar este desarrollo de microorganismos es necesario la utilización de sustancias conservadoras.

El uso de este tipo de sustancias en solución en medio acuoso hace que se produzca alta presión osmótica que le confiere estabilidad física y microbiológica. (8)

Características de las sustancias conservadoras.

- Debe ser afín al preparado
- Concentración necesaria de sustancia; suele ser baja en el caso de antioxidantes, siempre la mínima cantidad posible. No son sustancias de manejo sencillo, no todos los bactericidas actúan de forma similar.
- Solubilidad
- pH óptimo de actuación
- Ser estables en el medio y mantener su acción durante todo el tiempo que se necesite.
- No presente incompatibilidades
- Inodoros e insípidos (8)

Estabilidad

La estabilidad de un producto químico es la capacidad particular de estar en un contenedor específico y permanecer dentro de sus especificaciones físicas, químicas, microbiológicas, terapéuticas y toxicológicas. Puede definirse también como el tiempo que transcurre desde la fecha de fabricación y envasado durante el cual la actividad química o biológica no desciende de un nivel predeterminado de potencia fijada y sus características físicas no se modifican apreciablemente o degeneran, este nivel debe ser como mínimo del 90% de la potencia inicial.

Hay que controlar e identificar las situaciones que pueden hacer que se pierda estabilidad. La degradación que puede sufrir una sustancia está relacionada directamente con su naturaleza. Los factores que afectan son: tiempo, luz, oxígeno, humedad, condiciones del medio de la disolución como agitación, fuerza iónica. También pueden influir las impurezas que pueden ser catalizadores natos de la degradación. (12)

Tipos de inestabilidad

- a) Física, debida a transiciones polimórficas, absorción de agua, modificación del tamaño de partícula.
- b) Microbiológica, contaminación debida a hongos o bacterias.
- c) Química, es muy importante y más frecuente en preparaciones líquidas. (12)

CAPITULO IV
DISEÑO METODOLOGICO

4.0 DISEÑO METODOLOGICO

1. Tipo de estudio:

Es un estudio retrospectivo por que se encuentra basado en la investigación realizada en catálogos de venta de reactivos que tienen Soluciones Buffers patentadas; como también es un estudio prospectivo porque no existe ninguna referencia en la forma de preparación y la adición de sustancias conservadoras e indicadores a nivel de trabajos de graduación y es experimental porque lleva parte práctica.

2. Investigación bibliográfica:

a) La investigación bibliográfica se realizó en las siguientes bibliotecas:

- Universidad de El Salvador:

Biblioteca Central

Biblioteca de la Facultad de Química y Farmacia

Biblioteca de la Facultad de Ingeniería y Arquitectura

Biblioteca de la Facultad de Ciencias Naturales y Matemática

- Bibliotecas particulares como las de las Universidades:

Universidad Nueva San Salvador (UNSSA)

Universidad Salvadoreña Alberto Masferrer (USAM)

b) Catálogos de reactivos (14, 16, 17, 19)

c) Internet

3. Investigación de campo:

Universo: Soluciones Buffers más empleadas en docencia.

Muestra: 30 Soluciones Buffers de 1-13 unidades de pH escogidas a través de su mayor empleo en docencia y de Catálogos de Venta de Reactivos.

Instrumento de recolección de datos: guía de entrevista realizada a Auxiliares de docencia de diferentes asignaturas (Ver Anexo 1 y 2).

Se realizó además una visita a las instalaciones de la bodega de reactivos de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador para la revisión de viñetas de reactivos a emplear en la preparación de cada una de las soluciones que componen cada Solución Buffer.

4. Parte experimental:

Preparar 30 Soluciones Buffer; para lo cual se realizarán los cálculos de materias primas a utilizar, entre las cuales podemos mencionar: Ácido Clorhídrico, Cloruro de Potasio, Fosfato de Potasio Monobásico, Fosfato de Sodio Dibásico, Amoníaco, Cloruro de Amonio, Bicarbonato de Sodio, Carbonato de Sodio, Ácido Cítrico, Hidróxido de Sodio, Ácido Bórico; para luego proceder al tratamiento previo de aquellas materias primas que previamente son secadas y luego pesadas y de esta manera proceder a preparar las soluciones concentradas de cada uno de los reactivos.(Ver Anexo 4,5,6,7).

Realizar la calibración del pHmetro digital WTW pH 320(Ver procedimiento en Pág. 47).

Se determina el pH de cada una de las soluciones concentradas antes preparadas y así determinar el volumen a incorporar para preparar las Soluciones Buffers diluidas, para establecer el orden de incorporación de cada solución se hace de acuerdo a la acidez o basicidad de cada una de las soluciones involucradas, en el caso de soluciones con marcado carácter ácido se incorporaba primero esta, para luego ajustar el pH con una solución con carácter alcalino, posteriormente son transferidas a balones volumétricos con capacidad de 500.0 mL y se llevan a línea de aforo con agua desmineralizada y libre de CO₂. Se agrega el indicador y conservador respectivo de acuerdo a la naturaleza de cada Solución Buffer.

Cuando estas Soluciones Buffers están preparadas se tomo el pH con un potenciómetro previamente calibrado a una temperatura de 25°C.

Para evaluar la estabilidad física de cada una de las soluciones buffers estas fueron sometidas a temperaturas de 5°C, 25°C y 60°, por un periodo de 30 días haciendo lecturas periódicas del pH de la solución cada 3 días (72 horas) ⁽¹⁴⁾

Medidor de pH digital Modelo WRW pH 320

El medidor de pH digital modelo WTW pH 320 (Fig. 50) está diseñado con elementos electrónicos del estado sólido, y la pantalla LCD permite una fácil lectura, aún bajo condiciones ambientales de luz brillante. Este instrumento está diseñado para determinaciones de pH (manual), milivoltios (mV) y potenciales

de óxido-reducción (ORP), las cuales son útiles para observar cambios particulares en diferentes sustancias que pueden relacionarse a los cambios de valores de pH.

Componentes de medidor de pH digital WTW pH 320.

1. pH-METRO: Potenciómetro calibrado a un rango de milivoltios para mostrar unidades de pH para la medición de potenciales entre un electrodo de vidrio, rango de 0 – 14 unidades, lectura de salida digital con resolución, exactitud y compensación de temperatura.

Rango:

pH : 0.0 hasta 14.0

mV : -1999 hasta +1999

Resolución / Precisión:

pH: 0.01 + 0.01 pH

mV: 1.0 + 1.0 mV

Compensación de Temperatura: Manual, desde o hasta 100°C

Batería: 9 voltios, vida de batería: 2000 horas.

Pantalla o visualizador: LCD de 4 dígitos, ½ “de altura

2. Electrodo - Sistema combinado de un electrodo de vidrio para censar iones H⁺ y un electrodo de referencia de voltaje Estándar (Plata / Cloruro de Plata) contruidos como un electrodo simple.

3. Soluciones Estándar: Tres soluciones para calibrar y establecer la pendiente del medidor de pH previo a la medición de pH, estas soluciones son:

- Solución Estándar (CERTIPUR), pH 4, Estándar a 25°C
- Solución Estándar (CERTIPUR), pH 7, Estándar a 25°C
- Solución Estándar (CERTIPUR), pH 10, Estándar a 25°C

Precaución: La vida útil de todas las soluciones buffer no debe exceder los seis meses antes de desecharlos.

CALIBRACION (Ver Anexo 11)

1. Conectar el electrodo de prueba del medidor de pH.
2. Presionar la llave ON/OFF del medidor de pH en la posición ON.
3. Ambientar el electrodo con un enjuague de la solución buffer a pH 7.0
4. Sumergir el electrodo de ensayo en la solución buffer de pH 7.0
5. Presionar la llave pH/mV para seleccionar el pH.
6. Ajustar el control de temperatura °C a la temperatura de la solución buffer. Se necesita de un termómetro adicional para medir la temperatura de las soluciones buffer. Tanto el buffer como la muestra a ensayar deberían estar a la misma temperatura para lograr medidas de pH más exactas.
7. Ajustar el control de estandarización para poder leer un pH de 7.0 en la pantalla del instrumento.
8. Enjuagar el electrodo de ensayo con agua destilada y secarla.
9. Ambientar el electrodo con un enjuague de la solución buffer a pH 4.0 o 10.0
10. Sumergir el electrodo en una segunda solución buffer (pH 4.0 o 10.0).

10. Ajustar el control de temperatura °C a la temperatura de la segunda solución buffer.
11. Permitir que se produzca una lectura estable, luego ajustar el control SLOPE al valor de la segunda solución buffer.
12. Enjuagar el electrodo con agua destilada.
13. Repetir el procedimiento anteriormente detallado, hasta que el medidor de pH lea los valores correctos para cada solución buffer.
14. Desechar y no reutilizar la muestra de solución buffer que se usó en la calibración. El medidor debería calibrarse cada día, usando dos buffers.

INDICACIONES DE MANEJO (Ver Anexo 11)

1. Pulsar la llave ON/OFF a la posición ON para encender el instrumento.
2. Pulsar la llave pH/mV hasta que en el panel se observe la indicación del modo de trabajo deseado.
3. La compensación de temperatura puede establecerse manualmente por ajuste del control de temperatura en °C en un rango de 0° hasta 100°C.
4. Para medir el pH, lavar el electrodo con agua destilada y sumergir la misma dentro de la solución a ser ensayada. Permitir que transcurran de 60-90 segundos para que las lecturas sean estables.
5. Registrar el pH de la muestra al punto más cercano al 0.1 de unidad de pH y la temperatura de la muestra ensayada.
6. Para medidas en mV o medidas del ORP, presionar la llave pH/mV hasta que en el panel se muestre milivoltios. Verificar que la sonda del medidor esté

bien conectada, luego enjuagar el electrodo con agua destilada y secar. Sumergir el electrodo dentro de la muestra a ser medida. Permitir que las lecturas se estabilicen y tomar las lecturas correspondientes.

INDICACIONES OPERATIVAS (Ver Anexo 11))

1. Nunca permitir que la punta del electrodo se torne seca. El bulbo de vidrio del electrodo de ensayo debería mantenerse siempre humectado para una respuesta más rápida. Se suministra una cubierta de goma con la sonda para cubrir el bulbo de vidrio con solución. Remover la cubierta para usar el electrodo.
2. Si el extremo del electrodo está seco y la cubierta de goma se ha dejado de lado, sumergir el electrodo en solución de Cloruro de Potasio (KCl) por 30 minutos o sumergir la sonda con agua corriente por un período de 2 horas.
3. Cuando el electrodo no esté en uso, colocar la cubierta, la cual debería estar llena de solución de KCl o alguna solución de almacenaje equivalente. Si no se dispone de esta solución, está permitido el uso de agua corriente.
4. No usar, bajo ninguna circunstancia agua des-ionizada o destilada para el almacenaje.
5. El bulbo de vidrio es una parte muy sensible del electrodo y siempre debería mantenerse limpio. Enjuagar el electrodo con agua corriente o con agua destilada luego de su uso, secar y colocar el electrodo en su cubierta

protectora para el almacenaje. Limpiar periódicamente el electrodo con un cepillo suave y un detergente suave (Ver Anexo 11))

6. Si no se dispone de solución de KCl o equivalente, use un buffer pH 4.0, 7.0 o agua corriente.
7. Si el medidor de pH muestra una respuesta lenta, si se producen lecturas inconsistentes o si no se puede establecer una calibración, podría ser necesario un reacondicionamiento del electrodo. El reacondicionamiento del electrodo se puede hacer por introducción del mismo en solución 0.1M de Acido Clorhídrico (HCl), durante 10 minutos, seguido de enjuague con agua y luego introducción del electrodo en solución 0.1M de Hidróxido de Sodio (NaOH) por otros 10 minutos y de nuevo enjuagar. Verificar que el electrodo responda a la calibración. Si el instrumento continúa operando inadecuadamente, sumergir la sonda sólo dos minutos en una solución de Bifloruro de Amonio al 10% ($\text{NH}_4\text{F-HF}$) y repetir el procedimiento de calibración. Reemplazar el electrodo si estas medidas no logran el reacondicionamiento.

CAPITULO V
RESULTADOS

5.0 RESULTADOS

Una forma de conocer cuales son las soluciones buffers más utilizadas a nivel de docencia en la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador fue el realizar una guía entrevista a los auxiliares de docencia; esta refleja que las soluciones más utilizadas son:

Soluciones Buffer de Fosfato de Sodio – Fosfato de Potasio 0.2 M pH 4, 7 y 10;

Buffer Amoníaco-Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 8 y 10.

Además de conocer cuales eran las más utilizadas también se obtuvo el rango de pH utilizado con mayor frecuencia y el tiempo en el cual, estas soluciones mantienen sus condiciones optimas para ser empleadas luego de su preparación. El resto de soluciones se escogieron de los catálogos de reactivos. Para la determinación de los volúmenes de las soluciones concentradas para la preparación de las Soluciones Buffers se prepararon reactivos individuales determinando el pH individual de cada solución concentrada, luego se ajusto el pH durante la elaboración de cada una de las soluciones empleando para ello un medidor de pH digital modelo WTW pH 320. Los volúmenes agregados de cada solución concentrada para cada una de las soluciones con su pH respectivo, luego se aforaron con agua desmineralizada libre de CO₂ a un volumen de 500.0 mL, a continuación se muestran los resultados:

Soluciones Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M



Fig.1. Soluciones Buffer de Acido Clorhídrico – Cloruro de potasio. A un pH de 1.0 a 3.0



Fig. 2. Preparación de solución buffer de Acido Clorhídrico – Cloruro de potasio a pH 2.0

Solución Buffer Ácido Clorhídrico – Cloruro de Potasio (pH 1.0)

TABLA 1. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 1.0)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL KCl 0.2M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|--------------|-------------|--------------------|----------------------|--------------|
| 1.0 | 124,6 | 10.0 | Verde de Malaquita | Celeste++ | Formaldehído |

Donde ++: Intensidad de la coloración.

Se lleva a 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂ en balón volumétrico. La intensidad de color que proporciona el indicador Verde de Malaquita es mayor a pH de 1.0 que a pH de 1.5 debido a que este indicador vira de amarillo a verde o azul en un rango de pH de 0.0 a 2.0

TABLA 2. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 1.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 1.00 | 1.00 | 1.00 | 1.00 |
| 72 | 1.06 | 1.05 | 1.00 | 1.06 |
| 144 | 1.06 | 1.06 | 1.06 | 1.06 |
| 216 | 1.06 | 1.31 | 1.59 | 1.07 |
| 288 | 1.28 | 1.16 | 1.64 | 1.20 |
| 360 | 1.33 | 1.18 | 1.72 | 1.32 |
| 432 | 1.39 | 1.43 | 1.80 | 1.38 |
| 540 | 1.42 | 1.26 | 1.74 | 1.44 |
| 576 | 1.43 | 1.37 | 1.62 | 1.57 |
| 648 | 1.44 | 1.43 | 1.77 | 1.61 |
| 720 | 1.53 | 1.39 | 1.78 | 1.85 |

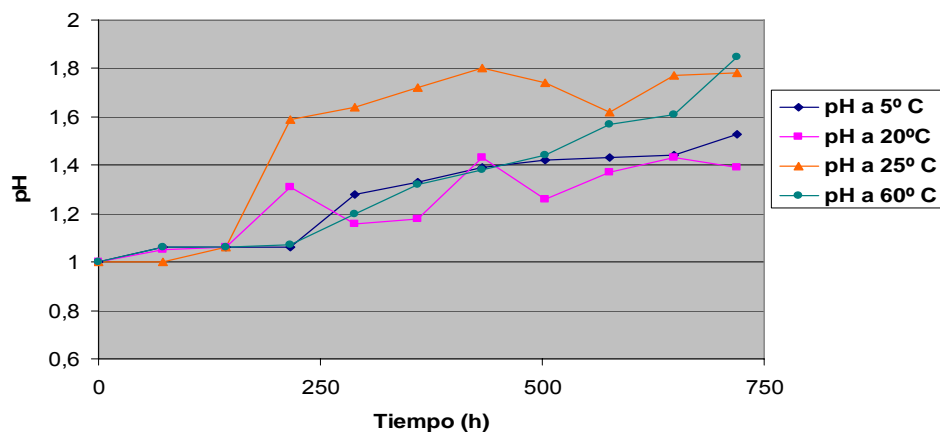


Fig. 3. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.0 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído 0.1% como agente conservador.

La solución buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.0 sometida a cuatro parámetros diferentes de temperatura para estudiar su estabilidad física demuestra que:

A una temperatura de 5°C se mantiene constante su pH en los primeros 9 días (216 Horas), luego con el transcurso del tiempo este parámetro aumenta llegando hasta un valor de pH de 1.53 el día 30.

Al someter esta solución a una temperatura de 20°C por un período de 30 días los resultados obtenidos son que este se mantiene constante en un valor de pH de 1.0 los primeros 3 días; pero al igual que a una temperatura de 5°C este valor de pH tiende a aumentar llegando hasta un valor de pH de 1.39. A una temperatura de 25°C el comportamiento de esta solución buffer es que se

mantiene constante los primeros 3 días luego tiende a notarse un marcado aumento de pH durante los 21 días siguientes y luego se mantiene constante en los siguientes 6 días terminando el análisis con un pH de 1.78 y al someter la solución a una temperatura de 60°C su pH se mantiene constante del día 0 hasta el día 9, después el pH tiende a aumentar de una forma similar a la de la solución expuesta a 20°C con la diferencia que esta solución al terminar el período de 30 días su pH esta incrementado mucho más a temperatura de 20°C ya que este llega aun valor de pH de 1.85.

Durante el período de 30 días no se observó crecimiento microbiano con el uso de Formaldehído como conservador en esta solución.

Solución Buffer Ácido Clorhídrico – Cloruro de Potasio (pH 1.5)

TABLA 3. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 1.5)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL KCl 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|-----------------|-----------------|-----------------------|-------------------------|--------------|
| 1,5 | 10,4 | 10.0 | Verde de Malaquita | Celeste | Formaldehído |

Se lleva a 500.0 mL en balón volumétrico.

La coloración que se observa en este Buffer es celeste con menor intensidad de color que el que proporciona el indicador Verde de Malaquita es a un pH de 1.0 para este grupo de Soluciones Buffers.

TABLA 4. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 1.5)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 1.50 | 1.50 | 1.50 | 1.50 |
| 72 | 1.50 | 1.50 | 1.50 | 1.50 |
| 144 | 1.55 | 1.58 | 1.50 | 1.56 |
| 216 | 1.67 | 1.60 | 1.62 | 1.60 |
| 288 | 1.67 | 1.63 | 1.63 | 1.70 |
| 360 | 1.71 | 1.64 | 1.66 | 1.70 |
| 432 | 1.74 | 1.70 | 1.70 | 1.72 |
| 504 | 1.75 | 1.73 | 1.72 | 1.82 |
| 576 | 1.75 | 1.74 | 1.74 | 1.82 |
| 648 | 1.86 | 1.85 | 1.82 | 1.85 |
| 720 | 1.87 | 1.86 | 1.84 | 1.87 |

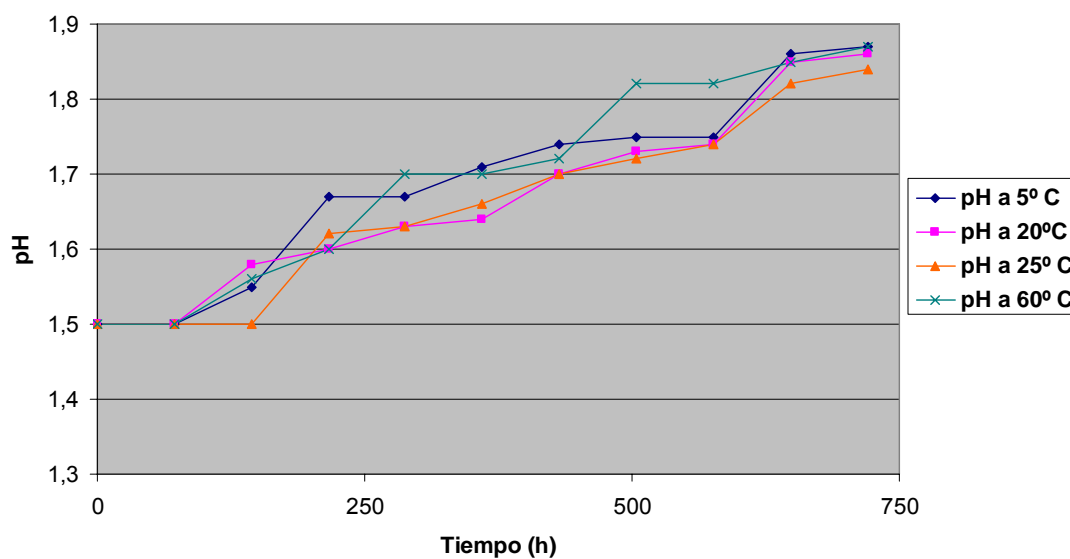


Fig. 4. Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.5 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído 0.1% como agente conservador.

La solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2M a pH de 1.5 es la que presenta mayor estabilidad en el grupo de las soluciones Buffers de Acido Clorhídrico – Cloruro de Potasio ya que el estudio de estabilidad física realizado en un periodo de treinta días demuestra que: a 5°C el valor de su pH se mantiene constante en los primeros tres días luego tiende a aumentar de tal manera que los cambios de pH no son observados de una forma brusca; al transcurrir los treinta días el pH se ha incrementado en 0.37 unidades de pH.

A una temperatura de 20°C el pH tiende a aumentar de una forma similar que la de la solución sometida a 5°C. Esta solución Buffer sometida a 20°C al finalizar el tiempo de estudio se observa que el incremento del valor de pH es de 0.36 unidades de pH.

La tendencia de cambio en los valores de pH de la solución de Acido Clorhídrico – Cloruro de Potasio 0.2M a un pH de 1.5, sometida a una temperatura de 25°C es similar a la de las otras temperaturas y el incremento total en el valor de pH durante el período de treinta días es de 0.34 unidades de pH.

El comportamiento de la solución a una temperatura de 60°C es similar a la de 5°C en cuanto a las unidades de pH que se han incrementado, aumentando 0.37 unidades de pH durante todo el proceso de análisis de estabilidad física.

En ninguna de las cuatro soluciones que se estudiaron a cuatro condiciones diferentes de temperatura, se observó crecimiento microbiano; debido a las características del Formaldehído que esta incorporado en la solución como conservador.

Solución Buffer Ácido Clorhídrico – Cloruro de Potasio (pH 2.0)

TABLA 5. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 2.0)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL KCl 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|-----------------|-----------------|--------------------|-------------------------|--------------|
| 2.0 | 3,9 | 10.0 | Eosina Amarillenta | Anaranjado | Formaldehído |

Al adicionar estos volúmenes de cada una de las soluciones se lleva a volumen de 500.0 mL. con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La coloración resultante al adicionar Eosina Amarillenta como indicador es un color naranja suave y esto es debido a que este indicador tiene un cambio de color de naranja a rojo en un rango de pH de 0.0 – 3.0.

Esta coloración que presenta esta solución es debido a que a mayor concentración de iones H⁺; la tendencia del color es el naranja.

TABLA 6. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 2.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 2.00 | 2.00 | 2.00 | 2.00 |
| 72 | 2.00 | 1.87 | 2.00 | 1.88 |
| 144 | 1.85 | 1.89 | 2.00 | 1.88 |
| 216 | 1.91 | 1.91 | 1.99 | 1.93 |
| 288 | 1.93 | 1.95 | 2.03 | 1.93 |
| 360 | 1.96 | 1.95 | 2.06 | 1.96 |
| 432 | 1.97 | 1.98 | 2.08 | 1.97 |
| 504 | 1.98 | 2.02 | 2.14 | 1.99 |
| 576 | 1.99 | 2.02 | 2.16 | 2.06 |
| 648 | 2.07 | 2.03 | 2.18 | 2.20 |
| 720 | 2.10 | 2.05 | 2.20 | 2.21 |

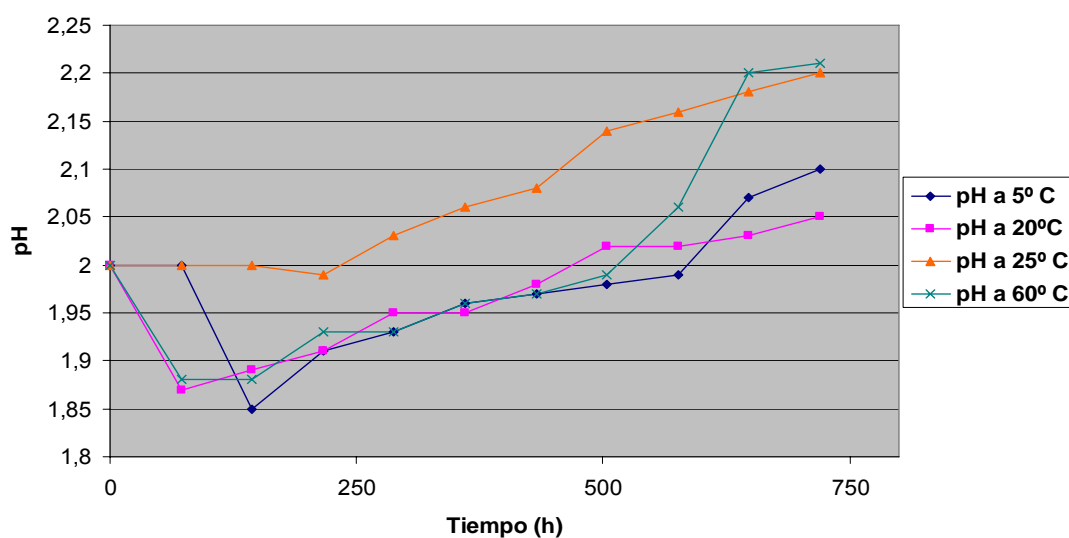


Fig. 5 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 2.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído 0.1% como agente conservador.

La solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2M – Cloruro de Potasio 0.2 M a pH de 2.0 refleja según el estudio de estabilidad lo siguiente:

A 5°C el pH se mantiene constante en un valor de 2.0 en un período de tiempo de 72 horas (3días); luego el valor de pH tiende a descender, este descenso va seguido de un aumento en el valor de pH llegando a un valor de pH de 2.1. El cambio de pH desde el inicio hasta la finalización del estudio oscila desde 0.15 a 0.1.

A 20°C el pH tiende a bajar de 2.0 a 1.87 en su tercer día (72 horas) luego se observa que el pH inicia a sufrir un aumento. Al finalizar el estudio el valor de pH de esta solución es de 2.05 unidades de pH.

A 25°C el valor de pH de 2.0 se mantiene constante en un lapso de 6 días, luego este desciende 0.01 unidades de pH y al llegar a 12 días (288 horas) el valor de pH tiende a sufrir un aumento llegando a un valor de 2.20 en un período de tiempo de 30 días.

A 60°C El comportamiento de esta solución es similar a la solución sometida a 5°C durante los 24 días (576 horas) de estudio pero luego se observa un marcado aumento del valor de pH llegando a 2.21 aumentando 0.21 unidades de pH con respecto a su pH inicial.

No se observó crecimiento de microorganismos en ninguna de las cuatro soluciones que se analizaron a cuatro condiciones diferentes de temperatura, en el período comprendido de treinta días.

Solución Buffer Ácido Clorhídrico – Cloruro de Potasio (pH 2.5)

TABLA 7. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO
0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 2.5)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL KCl 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|-----------------|-----------------|--------------------|-------------------------|--------------|
| 2.5 | 3.3 | 10.0 | Eosina Amarillenta | Anaranjado++ | Formaldehído |

Donde ++ : Intensidad de coloración

Se agrega la solución de Ácido Clorhídrico 0.2 M sobre la solución de Cloruro de Potasio 0.2 M luego se lleva a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂.

Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La coloración de esta solución Buffers es mucho mas intensa que a pH de 2.0 ya que la Eosina Amarillenta tiende a dar una coloración de anaranjado a rojo entre mayor sea el valor del pH.

TABLA 8. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO
0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 2.5)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 2.50 | 2.50 | 2.50 | 2.50 |
| 72 | 2.46 | 2.49 | 2.50 | 2.48 |
| 144 | 2.47 | 2.50 | 2.45 | 2.48 |
| 216 | 2.41 | 2.51 | 2.47 | 2.53 |
| 288 | 2.52 | 2.54 | 2.50 | 2.54 |
| 360 | 2.52 | 2.55 | 2.57 | 2.54 |
| 432 | 2.54 | 2.55 | 2.58 | 2.61 |
| 504 | 2.57 | 2.61 | 2.59 | 2.65 |
| 576 | 2.63 | 2.61 | 2.64 | 2.66 |
| 648 | 2.63 | 2.62 | 2.66 | 2.67 |
| 720 | 2.65 | 2.63 | 2.68 | 2.70 |

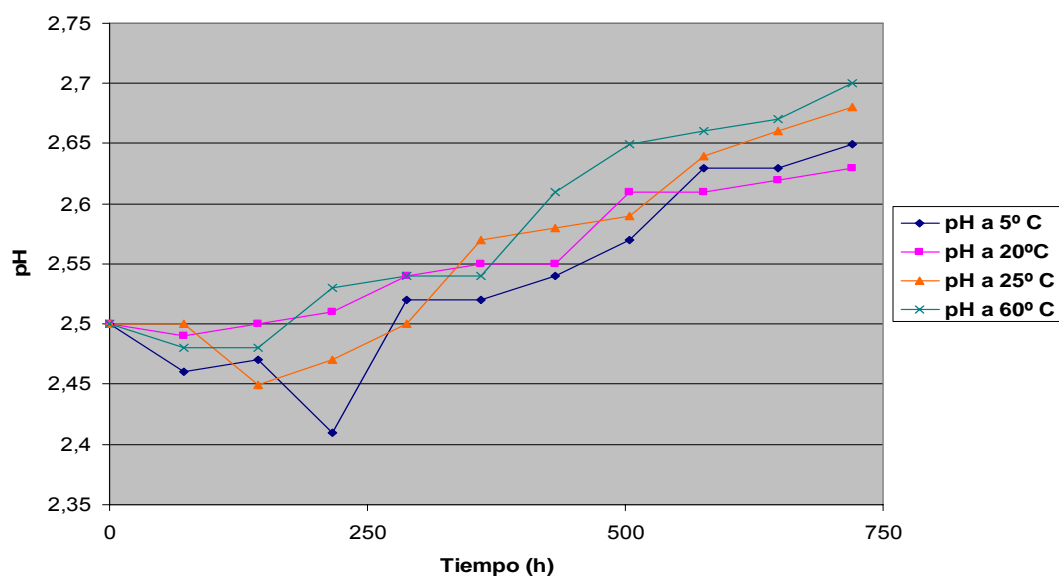


Fig. 6 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 2.5 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído 0.1% como agente conservador.

Esta solución de Acido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de potasio 0.2 M a pH de 2.5 presenta un comportamiento similar en las cuatro diferentes temperaturas, con la diferencia que a una temperatura de 5°C se observa un descenso notable al cumplir 9 días (216 horas) de estudio de su estabilidad física; pero el día 12 se observa que el pH comienza a sufrir un aumento en su valor; la forma en la que va aumentando se mantiene constante. A temperaturas de 20°C, 25°C y 60°C se observa que el pH tiende a incrementar su valor llegando a aumentar de 0.15 hasta 0.2 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos en el periodo de 30 días en ninguna de las cuatro diferentes temperaturas al adicionar al Formaldehído como conservador.

Solución Buffer Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M (pH 3.0)

TABLA 9. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 3.0)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL KCl 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|--------------|--------------|--------------------|----------------------|--------------|
| 3.0 | 0,2 | 16,1 | Eosina Amarillenta | Anaranjado +++ | Formaldehído |

Donde +++: Intensidad de coloración

Se adiciona el Acido Clorhídrico 0.2 M sobre el volumen de Cloruro de Potasio 0.2 M; se lleva a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂.

Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La intensidad de color de esta solución es mucho mayor que en los dos casos anteriores debido a que a mayor valor de pH la coloración de la solución tiende a color rojo.

TABLA 10. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 3.0)

| Tiempo(h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 3.00 | 3.00 | 3.00 | 3.00 |
| 72 | 3.04 | 3.02 | 2.90 | 3.07 |
| 144 | 3.08 | 3.07 | 2.88 | 3.06 |
| 216 | 3.18 | 3.09 | 3.02 | 3.11 |
| 288 | 3.18 | 3.16 | 2.98 | 3.12 |
| 360 | 3.27 | 3.21 | 3.06 | 3.21 |
| 432 | 3.28 | 3.25 | 3.05 | 3.32 |
| 504 | 3.29 | 3.18 | 2.99 | 3.21 |
| 576 | 3.05 | 3.04 | 3.00 | 3.08 |
| 648 | 3.06 | 3.05 | 3.02 | 3.09 |
| 720 | 3.08 | 3.07 | 3.03 | 3.10 |

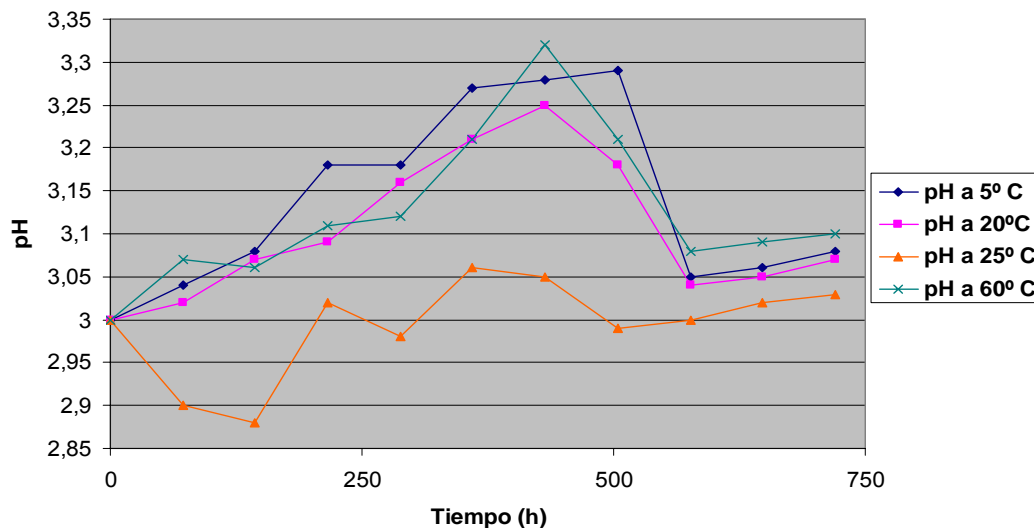


Fig. 7 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 3.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador.

La solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 3.0 en el estudio de estabilidad física refleja lo siguiente: a temperaturas de 5°C, 20°C y 60°C el pH tiende a aumentar formando un pico máximo en el gráfico a un tiempo de 18 días (432 horas), pero luego se observa una marcada disminución en el valor del pH en un tiempo de 24 días (576 horas). Esta disminución es seguida por un periodo en el cual se observa que los cambios de pH se mantienen constantes. Y a una temperatura de 25°C se observa que al inicio del período de estudio el pH desciende hasta un valor de 2.88 luego de este descenso se observa que recupera su valor de pH y este esta oscilando entre 2.98 a 3.03 unidades de pH, por lo que esta solución mantiene más estable el valor del pH a estas condiciones. Entonces se puede decir que esta es la temperatura ideal de almacenamiento.

No se observó crecimiento microbiano durante el período de estudio en las cuatro condiciones diferentes de temperaturas a las que fue sometida debido a la adición de Formaldehído como conservador.

Soluciones Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2M



Fig.8. Soluciones Buffer de Acido Clorhídrico – Citrato de sodio. A un pH de 2.0 a 4.0

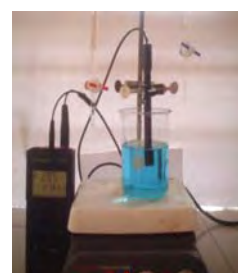


Fig.9. Preparación de solución buffer de Acido Clorhídrico – Citrato de sodio a pH 2.0

TABLA 11. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 2.0)

| pH | mL NaOH 0.2 M | mL Ácido Cítrico 0.2 M | mL HCl 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|-----|---------------|------------------------|--------------|--------------------|----------------------|--------------|
| 2.0 | 2,6 | 0,8 | 5,5 | Verde de malaquita | Celeste | Formaldehído |

Adicionar el Hidróxido de Sodio sobre el Acido Cítrico y luego agregar el Acido Clorhídrico. Llevar a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

Como indicador se utiliza el Verde de Malaquita, este da una coloración Celeste muy intensa, mayor a la de la solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 1.5

TABLA 12. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 2.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 2.00 | 2.00 | 2.00 | 2.00 |
| 72 | 2.10 | 2.02 | 2.03 | 2.00 |
| 144 | 2.10 | 2.03 | 2.10 | 2.03 |
| 216 | 2.08 | 2.07 | 2.10 | 2.00 |
| 288 | 2.05 | 2.05 | 2.00 | 2.01 |
| 360 | 2.04 | 2.00 | 1.99 | 2.02 |
| 432 | 2.03 | 1.97 | 1.98 | 2.00 |
| 504 | 1.97 | 1.95 | 1.98 | 1.95 |
| 576 | 1.89 | 1.95 | 1.95 | 1.91 |
| 648 | 1.88 | 1.93 | 1.94 | 1.90 |
| 720 | 1.87 | 1.92 | 1.94 | 1.89 |

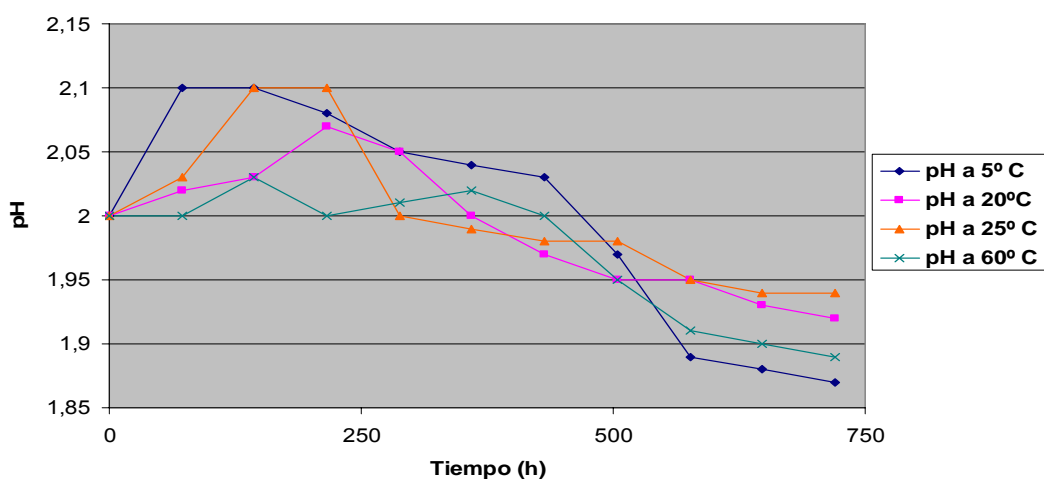


Fig. 10 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 2.0 utilizando Verde de Malaquita como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador.

La estabilidad física de la solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M un pH de 2.0 determinada a diferentes temperaturas

demuestra que: Al mantener esta solución a 5°C en un período de 30 días el pH tiende a aumentar en las primeras 72 horas (3 días) de análisis, para luego observar una disminución en el valor del pH.

Al tratar esta solución a una temperatura de 20°C el pH aumenta hasta 0.7 unidades de pH en un período de tiempo de 9 días (216 horas) luego el valor de pH comienza a disminuir llegando a un valor de pH final de 1.92. Siendo de 0.08 unidades de pH la diferencia que se observa en el período de treinta días.

A una temperatura de 25°C el comportamiento de esta solución es aumentar 0.1 unidades de pH en los primeros 9 días (216 horas) y en los días posteriormente se observa que el pH disminuye a medida transcurre el tiempo al finalizar el análisis la diferencia de pH es de 0.06 unidades de pH menos que cuando se inicio el estudio. Y al realizar el estudio de estabilidad física de esta solución a temperatura de 60°C se observa que el valor del pH se mantiene constante en 2.0 con leves incrementos y disminuciones que al final la mayor variación del valor de pH es de 0.11 unidades de pH.

Durante el período de treinta días de estudio de estabilidad física no se observó crecimiento microbiano debido a la adición de Formaldehído al 0.1% como conservador.

Solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH 3.0

TABLA 13. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 3.0)

| pH | mL NaOH 0.2 M | mL Ácido Cítrico 0.2 M | mL HCl 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|-----|---------------|------------------------|--------------|--------------------|----------------------|--------------|
| 3.0 | 3,5 | 1.0 | 3,4 | Eosina Amarillenta | Anaranjado | Formaldehído |

Adicionar el Hidróxido de Sodio sobre el Acido Cítrico y luego agregar el Acido Clorhídrico. Llevar a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La Eosina Amarillenta que es adicionada como indicador le da una coloración Anaranjado intenso debido a que a este pH la tendencia del color es a rojo

TABLA 14. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 3.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 3.00 | 3.00 | 3.00 | 3.00 |
| 72 | 3.01 | 3.01 | 3.06 | 3.07 |
| 144 | 3.01 | 3.03 | 3.01 | 3.05 |
| 216 | 2.99 | 3.01 | 3.02 | 3.00 |
| 288 | 3.01 | 3.09 | 3.00 | 2.98 |
| 360 | 2.98 | 3.02 | 2.99 | 2.97 |
| 432 | 2.98 | 2.99 | 2.99 | 2.96 |
| 504 | 2.98 | 2.99 | 2.98 | 2.85 |
| 576 | 2.97 | 2.99 | 2.97 | 2.78 |
| 648 | 2.95 | 2.97 | 2.95 | 2.76 |
| 720 | 2.94 | 2.90 | 2.93 | 2.60 |

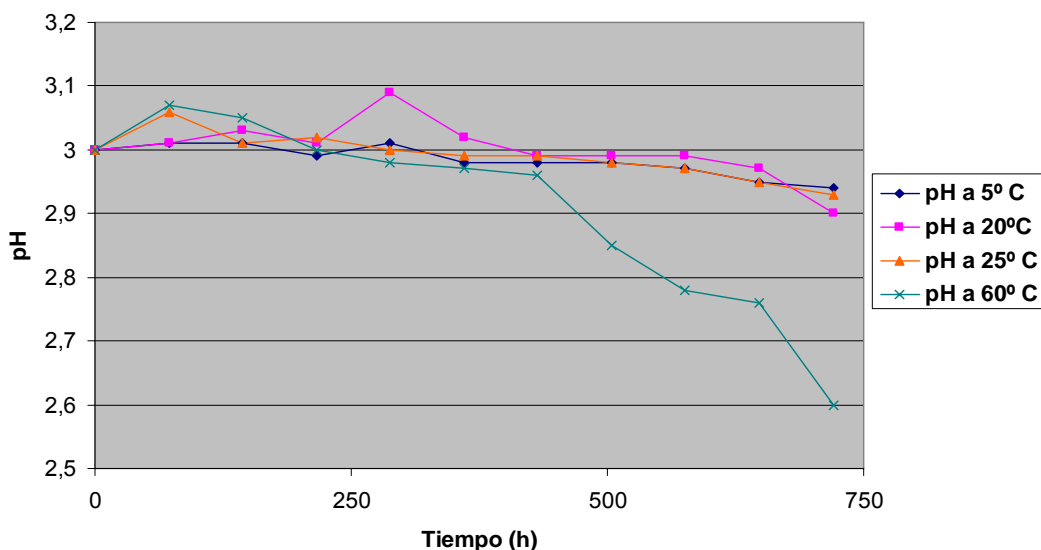


Fig. 11 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 3.0 utilizando Eosina Amarillenta como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador.

La solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 3.0 se le determino la estabilidad física mediante cuatro condiciones diferentes de temperatura dando como resultado que:

A 5°C y 25°C el comportamiento es similar de mantener constante el valor del pH con variaciones de 0.3 a 0.1 unidades de pH arriba y abajo de 3.0 que es su valor de pH inicial en un período de tiempo de 21 días (504 horas). Luego el valor de pH tiende a descender 0.7 y 0.6 unidades de pH cuando llega a un tiempo de 27 días (648 horas) a temperaturas de 5°C y 25°C

respectivamente, siendo a estas condiciones de temperatura más estable esta solución buffer.

A 20°C se observa un aumento de 0.09 unidades de pH en el tiempo correspondiente a 12 días; luego este valor de pH llega hasta 2.9 unidades de pH que es el valor final que corresponde a los 30 días. Y a 60°C tiende a aumentar a 3.07 el valor de pH en un tiempo de 3 días que es un equivalente a 72 horas; luego el pH sufre una disminución que lo lleva a pH de 3.0 en un tiempo de 9 días (216 horas) y las disminuciones en el valor de pH continúan más notoriamente hasta llegar a un valor de 2.6 unidades de pH al cumplir los 30 días.

En ninguna de las cuatro condiciones diferentes de temperatura se observó crecimiento microbiano con la adición del Formaldehído cuya función es conservador.

Solución Buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH 4.0

TABLA 15. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 4.0)

| pH | mL NaOH 0.2 M | mL Ácido Cítrico 0.2 M | mL HCl 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|-----|---------------|------------------------|--------------|------------|----------------------|--------------|
| 4.0 | 4,9 | 1,5 | 3,6 | Rojo Congo | Rojo | Formaldehído |

Adicionar el Hidróxido de Sodio sobre el Acido Cítrico y luego agregar el Acido Clorhídrico. Llevar a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre

de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%. Como indicador se utiliza el Rojo Congo cuyo rango de pH es de 3.0 a 5.2.

TABLA 16. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CLORHÍDRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 4.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 4.00 | 4.00 | 4.00 | 4.00 |
| 72 | 3.99 | 3.99 | 4.00 | 3.96 |
| 144 | 4.00 | 4.00 | 3.99 | 3.85 |
| 216 | 3.99 | 3.99 | 3.98 | 3.80 |
| 288 | 3.98 | 3.98 | 3.98 | 3.80 |
| 360 | 4.00 | 3.98 | 3.98 | 3.72 |
| 432 | 4.09 | 3.97 | 3.96 | 3.67 |
| 504 | 4.12 | 3.96 | 3.92 | 3.67 |
| 576 | 4.23 | 3.94 | 3.90 | 3.67 |
| 648 | 4.10 | 3.93 | 3.89 | 3.60 |
| 720 | 4.00 | 3.90 | 3.87 | 3.54 |

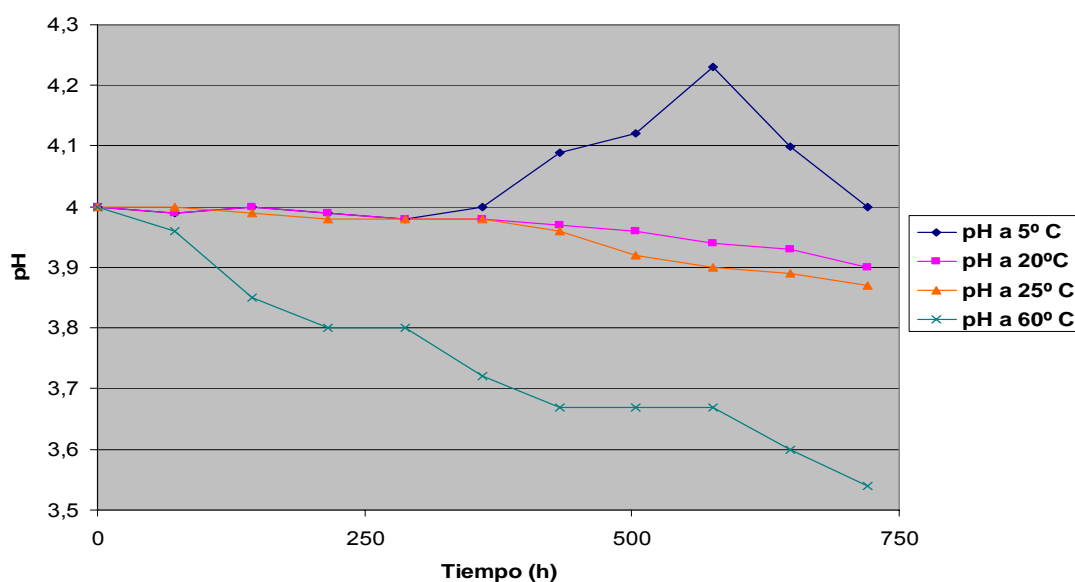


Fig. 12 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Clorhídrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 4.0 utilizando Rojo Congo como indicador y Formaldehído 0.1% como agente conservador.

La solución buffer de Acido Clorhídrico 0.2 M - Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 4.0 presenta las siguientes variaciones de pH de acuerdo a las diferentes condiciones de temperatura a las que fue sometida.

A 5°C el pH se mantiene oscilante entre 4.0 y 3.98 en un tiempo de 12 días (288 horas) y al transcurrir 18 días (434 horas) el pH tiende a aumentar teniendo un valor de pH máximo de 4.23 unidades de pH en un tiempo de 24 días (576 horas) luego disminuye y cuando han transcurrido 30 días el pH es de 4.0.

A temperatura de 20°C y 25°C el comportamiento es similar debido a que el valor de pH se mantiene oscilando en 0.02 unidades de pH; y al final del período de 30 días el pH disminuye 0.1 unidades de pH a una temperatura de 20°C y 0.13 unidades de pH a una temperatura de 25°C.

A 60°C esta solución buffer es más inestable; se observa una disminución en su pH de manera constante ya que su pH es de 4.0 y solo lo mantiene en un período de 3 días (72 horas); luego decae hasta un valor de 3.54 unidades de pH hasta llegar al final del período de 30 días de estudio ya establecido.

No se observa crecimiento microbiano en las soluciones buffer a diferentes condiciones de temperatura, debido a la adición de Formaldehído como conservador.

Soluciones Buffer de Acido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M



Fig.13. Soluciones Buffer de Acido Cítrico – Citrato de Sodio a un pH de 4.6 a 6.0



Fig.14. Preparación de Solución Buffer de Acido Cítrico – Citrato de Sodio a pH 6.0

TABLA 17. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CÍTRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 4.6)

| pH | mL Ácido cítrico 0.2 M | mL Citrato de Sodio 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|------------------------|---------------------------|------------------------------|----------------------|--------------|
| 4,6 | 1,8 | 1,4 | Sal sódica de Rojo de Metilo | Rosado | Formaldehído |

Se adiciona el Citrato de Sodio 0.2 M sobre el Acido Cítrico 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%. La intensidad de la coloración que proporciona el indicador Sal Sódica de Rojo de Metilo es mucho mayor que a pH de 5.0 debido a que este cambia de color de rojo a amarillo en un rango de pH de 4.4 a 6.2

TABLA 18. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CITRICO
0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 4.6)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 4.60 | 4.60 | 4.60 | 4.60 |
| 72 | 4.60 | 4.60 | 4.60 | 4.60 |
| 144 | 4.63 | 4.89 | 4.63 | 4.63 |
| 216 | 5.02 | 4.92 | 6.10 | 5.05 |
| 288 | 5.14 | 5.02 | 6.54 | 5.51 |
| 360 | 5.56 | 5.08 | 6.80 | 6.19 |
| 432 | 5.63 | 5.10 | 6.90 | 7.20 |
| 504 | 5.72 | 5.48 | 7.36 | 8.10 |
| 576 | 5.86 | 5.96 | 7.28 | 8.10 |
| 648 | 6.21 | 7.13 | 7.66 | 8.68 |
| 720 | 6.30 | 7.20 | 7.70 | 8.77 |

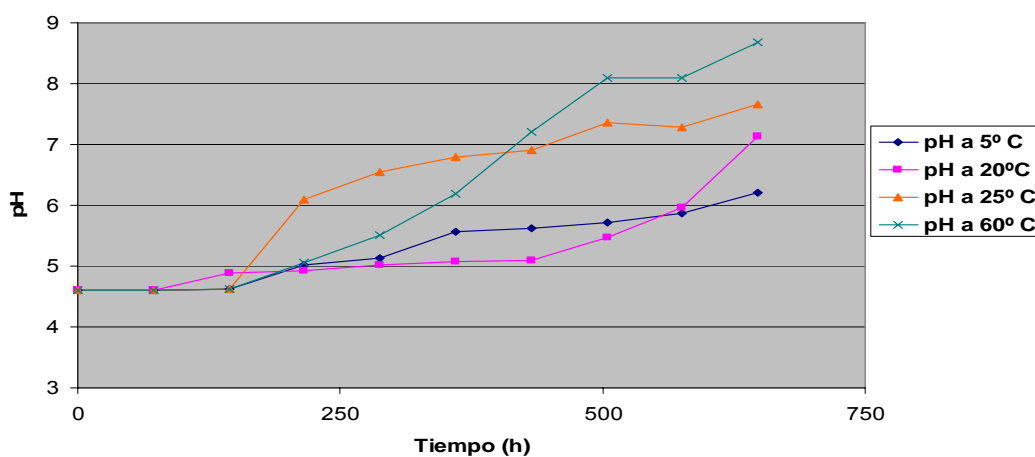


Fig. 15 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 4.6 utilizando Sal Sódica de Rojo de Metilo como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador.

La solución Buffer de Acido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 4.6 al someterla por treinta días a una temperatura de 5°C se observa que en las primeras 144 horas (6 días) el pH se mantiene constante luego se

observa una tendencia a aumentar dicho valor de pH, pues al finalizar el tiempo de análisis el valor de pH es de 6.3.

A una temperatura de 20°C el pH se mantiene constante en las primeras 72 horas (tres días) luego este valor continúa en aumento a medida que transcurre el tiempo generando una variación del valor de pH de 2.6 unidades de pH. Con respecto al análisis de estabilidad física de esta solución a una temperatura de 25°C se puede notar que el valor de pH aumenta en mayor proporción dando al final del período de 30 días una variación de pH de 3.1 unidades de pH y a temperatura de 60°C tiende a mantenerse constante en un valor de pH de 4.6 por un tiempo de 6 días (144 horas) pero al transcurrir el tiempo el valor de pH tiende a ir en aumento llegando hasta un valor de pH de 8.77 en el período comprendido de 30 días con esto se observa que el cambio generado en el valor de pH inicial con respecto al valor de pH final dan una diferencia de 4.17 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos en el período comprendido de 30 días. Al adicionarle Formaldehído como conservador.

Solución Buffer Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 5.0)

TABLA 19. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CÍTRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 5.0)

| pH | mL Ácido cítrico 0.2 M | mL Citrato de Sodio 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|------------------------|---------------------------|-----------------|----------------------|--------------|
| 5.0 | 3,1 | 2,9 | Rojo Clorofenol | Rosado+ | Formaldehído |

Donde + : Intensidad de color

Se adiciona el Citrato de Sodio 0.2 M sobre el Acido Cítrico 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La intensidad de la coloración que proporciona el indicador Rojo Clorofenol es menor pues a este pH la tendencia de la coloración es ir a púrpura. Ya que el cambio de color de esta solución indicadora va de Amarillo a Púrpura.

TABLA 20. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CITRICO
0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 5.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 5.00 | 5.00 | 5.00 | 5.00 |
| 72 | 5.02 | 5.02 | 5.02 | 4.93 |
| 144 | 5.18 | 5.12 | 5.38 | 5.15 |
| 216 | 5.35 | 5.46 | 5.57 | 5.36 |
| 288 | 5.41 | 5.48 | 5.76 | 5.56 |
| 360 | 5.62 | 5.60 | 6.11 | 5.73 |
| 432 | 5.69 | 5.97 | 6.34 | 6.40 |
| 504 | 5.75 | 6.02 | 6.44 | 6.52 |
| 576 | 6.26 | 6.50 | 6.58 | 7.23 |
| 648 | 6.30 | 6.60 | 6.70 | 7.30 |
| 720 | 6.32 | 6.68 | 6.90 | 7.33 |

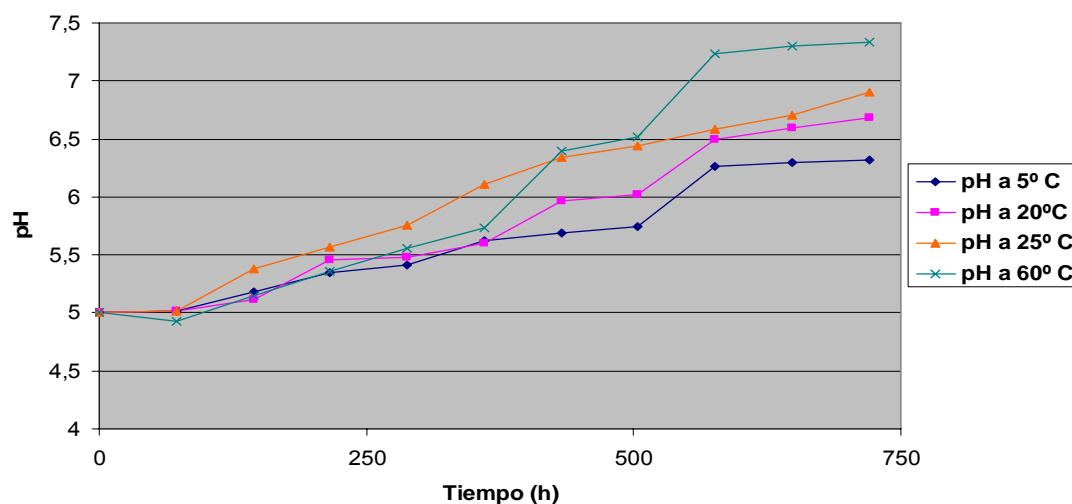


Fig. 16 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 5.0 utilizando Rojo Clorofenol como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador.

Esta solución de Acido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 5.0 presenta un comportamiento similar a 5°C, 20°C, 25°C y 60°C temperaturas a las que fue sometida notándose que a mayor temperatura mayor es el incremento en el valor de pH. Ya que a 5°C presenta un valor de pH de 5.0 al inicio del análisis y al transcurrir los 30 días (720 horas) el valor de pH es de 6.32 observándose un cambio de 1.32 unidades en el valor de pH.

A temperatura de 20°C se observa que en las primeras 72 horas (3 días) el pH se mantiene constante en 5.0 y al terminar el periodo de análisis de 30 días el valor de pH es de 6.68 generando un cambio de 1.68 unidades de pH.

De igual forma se da este fenómeno en la solución que se mantuvo en análisis a 25°C en la cual su pH se mantiene constante los primeros 3 días,

luego se observa la tendencia de aumento de pH con la que se llega hasta el final del tiempo establecido para el análisis obteniéndose un valor de pH de 6.9. Y a una temperatura de 60°C el pH tiene un leve descenso en los primeros 3 días (72 horas) para después sufrir un incremento del valor del pH durante todo el período restante de tiempo para completar los 30 días al finalizar el análisis se observa que el pH final es de 7.33 sufriendo un cambio con respecto al pH inicial de 2.33 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos en un período de 30 días en ninguna de las cuatro condiciones diferentes de temperatura.

Solución Buffer de Acido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M (pH 6.0)

TABLA 21. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO CITRICO 0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 6.0)

| pH | mL Ácido cítrico | mL Citrato de Sodio | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|------------------|---------------------|------------------------|----------------------|--------------|
| 6.0 | 5,3 | 5.0 | Púrpura de Bromocresol | Violeta | Formaldehído |

Se adiciona el Citrato de Sodio 0.2 M sobre el Acido Cítrico 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La coloración que proporciona el indicador Púrpura de Bromocresol es violeta debido a que el viraje de color va de amarillo a púrpura en un rango de pH de 5.2 a 6.8

TABLA 22. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER DE ÁCIDO CÍTRICO
0.2 M – CITRATO DE SODIO 0.2 M (pH 6.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 6.00 | 6.00 | 6.00 | 6.00 |
| 72 | 6.13 | 6.11 | 6.39 | 6.14 |
| 144 | 6.32 | 6.18 | 6.41 | 6.39 |
| 216 | 6.36 | 6.25 | 6.43 | 6.43 |
| 288 | 6.38 | 6.37 | 6.45 | 6.46 |
| 360 | 6.45 | 6.54 | 5.47 | 6.49 |
| 432 | 6.48 | 6.66 | 6.53 | 6.50 |
| 504 | 6.82 | 6.88 | 6.54 | 6.68 |
| 576 | 6.87 | 6.93 | 6.73 | 6.92 |
| 648 | 6.89 | 6.95 | 6.89 | 6.97 |
| 720 | 6.90 | 6.98 | 6.90 | 6.99 |

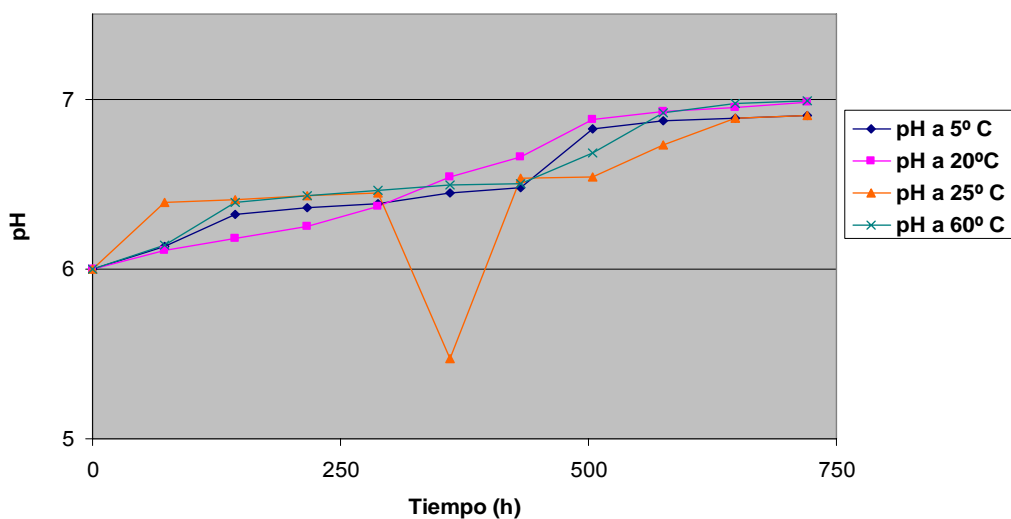


Fig. 17 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Ácido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a un pH de 6.0 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador

La solución Buffer de Acido Cítrico 0.2 M – Citrato de Sodio 0.2 M a pH de 6.0 al someterla a evaluación de estabilidad física en diferentes parámetros de temperatura se observa que: a 5°C, 20°C, 25°C y 60°C la tendencia de aumento en el valor de pH es similar en cada uno de los casos a excepción de que a temperatura de 25°C y en un tiempo correspondiente a 15 días (360 horas) se observa una disminución en el valor de pH; pero luego recupera la tendencia al aumento del valor de pH y al terminar el período de análisis se observa que a 5°C el aumento del valor de pH es de 0.98 unidades, a 25°C el aumento es de 0.99 unidades de pH.

No se observó crecimiento microbiano durante el periodo comprendido de 30 días. Al adicionar Solución de Formaldehído como conservador.

Soluciones Buffer Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5M



Fig. 18. Soluciones Buffer de Fosfato de Potasio – Fosfato de Sodio a un pH de 5.8 a 8.0



Fig.19. Preparación de Solución Buffer de Fosfato de Potasio – Fosfato de Sodio. A pH 8.0

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 5.8)

TABLA 23. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 5.8)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ | mL Na ₂ HPO ₄ | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|---------------------------------------|----------------------------------------|---------------------------|-------------------------|--------------|
| 5,8 | 5,5 | 0,7 | Púrpura de Bromocresol | Amarillo | Formaldehído |

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La coloración que proporciona el indicador Púrpura de Bromocresol es amarilla debido a que el viraje de color va de amarillo a púrpura en un rango de pH de 5.2 a 6.8

TABLA 24. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 5.8)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 5.80 | 5.80 | 5.80 | 5.80 |
| 72 | 5.82 | 5.82 | 5.80 | 5.94 |
| 144 | 5.84 | 5.80 | 5.84 | 5.89 |
| 216 | 5.85 | 5.83 | 5.80 | 5.94 |
| 288 | 5.86 | 5.80 | 5.90 | 5.90 |
| 360 | 5.86 | 5.70 | 5.98 | 5.89 |
| 432 | 5.88 | 5.71 | 5.90 | 5.89 |
| 504 | 5.90 | 5.85 | 5.80 | 5.94 |
| 576 | 5.90 | 5.94 | 5.75 | 5.99 |
| 648 | 5.80 | 5.93 | 5.70 | 5.95 |
| 720 | 5.70 | 5.90 | 5.60 | 5.93 |

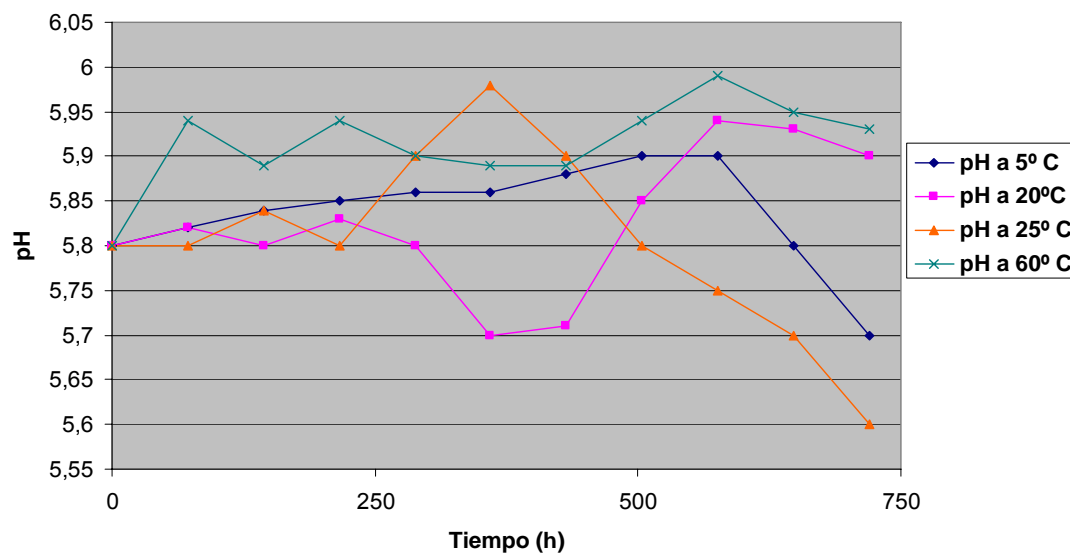


Fig. 20 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 5.8 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador

La Gráfica de la prueba de estabilidad física de la solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 5.8 demuestra que:

A 5°C el valor de pH tiende a ir en aumento hasta el período de tiempo de 24 días (576 horas), luego se da una disminución de pH para que al terminar el período de 30 días el valor de pH se de 5.7 unidades de pH.

A 20°C el valor de pH se mantiene constante en 5.8 mientras transcurren las primeras 288 horas (12 días) , luego se observa una marcada disminución en el valor de pH dando un mínimo de 5.7; luego tiende a aumentar para que al finalizar el período de evaluación se termine con un valor de pH de 5.90.

De una forma similar al comportamiento a temperatura de 5°C se comporta a 25°C ya que se da un aumento en el valor de pH dando como

resultado un punto máximo al transcurrir los primeros 15 días (360 horas) cuyo valor de pH es de 5.98, este aumento es seguido posteriormente por una tendencia a la disminución del valor de pH en el tiempo restante de análisis, llegando a un valor de 5.6

Finalmente al evaluar la solución a 60°C se observa que el valor de pH tiene una tendencia a aumentar y mantener constante la forma en la cual se da el aumento y al terminar el periodo de análisis el valor de pH es de 5.93, observándose el aumento del valor del pH de 0.13 unidades de pH con respecto al pH inicial.

No se observó crecimiento de microorganismos en el periodo de 30 días de análisis al adicionar solución de Formaldehído al 0.1% como agente conservador.

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 6.0)

TABLA 25. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 6.0)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL Na ₂ HPO ₄ 0.5 M | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|------------------------------------------------|-------------------------------------------------|---------------------------|-------------------------|--------------|
| 6.0 | 1,4 | 1,1 | Púrpura de Bromocresol | Amarillo++ | Formaldehído |

Donde ++: Intensidad de color

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Formaldehído a 0.1%.

La coloración que proporciona el indicador Púrpura de Bromocresol es amarilla con mayor intensidad que a pH de 5.8 debido a que el viraje de color va de amarillo a púrpura en un rango de pH de 5.2 a 6.8

TABLA 26. ESTABILIDAD DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 6.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 6.00 | 6.00 | 6.00 | 6.00 |
| 72 | 6,09 | 6,08 | 6.00 | 6,13 |
| 144 | 6,10 | 6,04 | 5,92 | 6,05 |
| 216 | 6,12 | 6,09 | 5,60 | 6,11 |
| 288 | 6,12 | 6,09 | 5,83 | 5,99 |
| 360 | 6,14 | 6,12 | 5,89 | 6,01 |
| 432 | 6,15 | 6,12 | 5,99 | 6,01 |
| 504 | 6,18 | 6.00 | 6.00 | 6,05 |
| 576 | 6,18 | 5,91 | 6,09 | 6,02 |
| 648 | 6,16 | 5,95 | 6,10 | 6,01 |
| 720 | 6,14 | 5,99 | 6,12 | 6,01 |

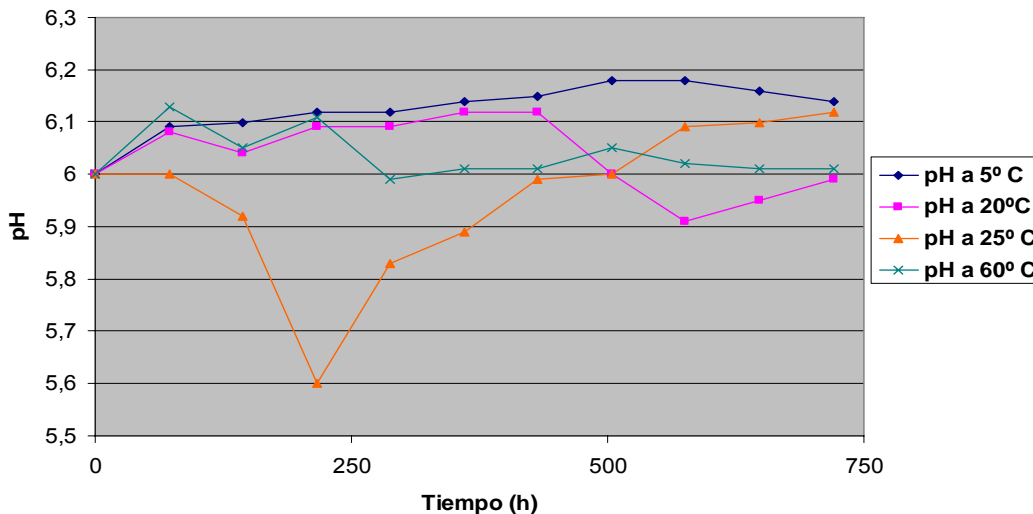


Fig. 21 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 6.0 utilizando Púrpura de Bromocresol como indicador y Formaldehído 0.1 % como agente conservador

Esta solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 6.0 en el proceso de la determinación de estabilidad física que se realizó a temperaturas de 5°C, 20°C, 25°C y 60°C demuestra que:

A 5°C el pH aumenta a medida que transcurre el tiempo, observándose que el pH máximo alcanzado se da en un tiempo de 21 días (504 horas), cuyo valor es de 6.18 unidades de pH; luego este disminuye hasta llegar a 6.14 en el período de 30 días.

A 20°C el pH aumenta a medida que pasa el tiempo observándose un máximo en 18 días (432 horas), para luego sufrir un aumento de pH que llega hasta 5.99.

A 25°C el pH disminuye hasta 5.60 cuando han transcurrido 9 días (216 horas), para después observar que el valor de pH tiende a aumentar llegando a un pH final de 6.12.

A 60°C El pH sufre un leve aumento en las primeras 216 horas (9 días); luego es valor de pH desciende hasta 5.99 en un tiempo de 288 horas (12 días) y se mantiene constante los siguientes 9 días de análisis luego vuelve a sufrir un aumento que el valor de pH llega hasta 6.05 para que en los siguientes 6 días su pH se mantenga constante en un valor de 6.0

No se observó crecimiento microbiano durante el proceso de determinación de estabilidad física que se realizó en un período de 30 días, agregando solución de Formaldehído al 0.1%.

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 6.8)

TABLA 27. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 6.8)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL Na ₂ HPO ₄ 0.5 M | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|------------------------------------------------|-------------------------------------------------|------------|-------------------------|--------------|
| 6,8 | 1,1 | 2,6 | Rojo Fenol | Amarillo+++ | Formaldehído |

Donde +++: Intensidad de color

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Rojo Fenol es amarilla con mayor intensidad que a pH de 5.8 y 6.0 debido a que el viraje de color va de amarillo a rojo violeta en un rango de pH de 6.4 a 8.2

TABLA 28. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 6.8)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 6.80 | 6.80 | 6.80 | 6.80 |
| 72 | 6.82 | 6.83 | 6.80 | 6.83 |
| 144 | 6.79 | 6.80 | 6.83 | 6.84 |
| 216 | 6.75 | 6.77 | 6.83 | 6.83 |
| 288 | 6.75 | 6.72 | 6.80 | 6.83 |
| 360 | 6.77 | 6.72 | 6.65 | 6.54 |
| 432 | 6.67 | 6.74 | 6.66 | 6.65 |
| 504 | 6.74 | 6.79 | 6.72 | 6.73 |
| 576 | 6.83 | 5.85 | 5.84 | 6.72 |
| 648 | 6.81 | 5.89 | 6.10 | 6.75 |
| 720 | 6.81 | 6.50 | 6.60 | 6.81 |

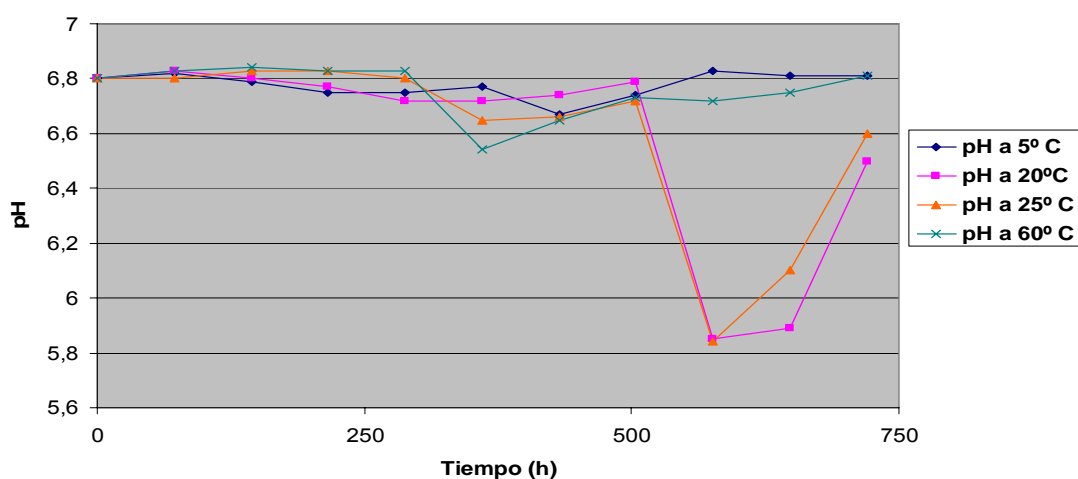


Fig. 22 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 6.8 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio 0.05 % como agente conservador

La gráfica del estudio de estabilidad física de esta solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 6.8 demuestra que el comportamiento de esta solución sometida a temperaturas de 5°C, 20°C, 25°C y 60°C es constante en los primeros 12 días (288 horas), luego se observa que a 5°C el pH tiende a aumentar , a 20°C y 25°C el comportamiento es similar pues en ambas soluciones el pH tiende a sufrirán descenso del valor de pH hasta llegar a 5.84 unidades de pH, pero luego recuperan sus características de ser soluciones levemente alcalinas ya que su valor de pH final es de 6.5 para la solución a 20°C y de 6.6 para la solución a temperatura de 25°C.

A 60°C el valor del pH de la solución se mantiene constante en 6.8 unidades de pH; luego sufre una disminución en su valor llegando a 6.54 unidades de pH y terminar el análisis con una tendencia de ir aumentando el valor de pH a medida que transcurre el tiempo.

No se observó crecimiento microbiano en el período de 30 días al adicionar Azida de Sodio como conservador.

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 7.0)

TABLA 29. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 7.0)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL Na ₂ HPO ₄ 0.5 M | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|------------------------------------------------|-------------------------------------------------|------------|-------------------------|-------------------|
| 7.0 | 1,1 | 4,2 | Rojo Fenol | Amarillo – naranja | Azida de Sodio |

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Rojo Fenol es anaranjado con menor intensidad que la coloración que proporciona a valores de pH mayores debido a que el viraje de color va de amarillo a rojo violeta en un rango de pH de 6.4 a 8.2

TABLA 30. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 7.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 7.00 | 7.00 | 7.00 | 7.00 |
| 72 | 7.00 | 7.00 | 7.00 | 7.00 |
| 144 | 7.10 | 7.11 | 7.00 | 7.14 |
| 216 | 7.03 | 7.07 | 7.03 | 7.14 |
| 288 | 7.08 | 6.99 | 6.90 | 7.05 |
| 360 | 7.02 | 6.75 | 6.88 | 7.04 |
| 432 | 6.98 | 6.69 | 6.90 | 6.79 |
| 504 | 6.93 | 6.67 | 6.79 | 6.79 |
| 576 | 6.96 | 6.78 | 6.83 | 6.78 |
| 648 | 6.99 | 6.98 | 6.97 | 6.79 |
| 720 | 7.00 | 7.00 | 6.99 | 6.88 |

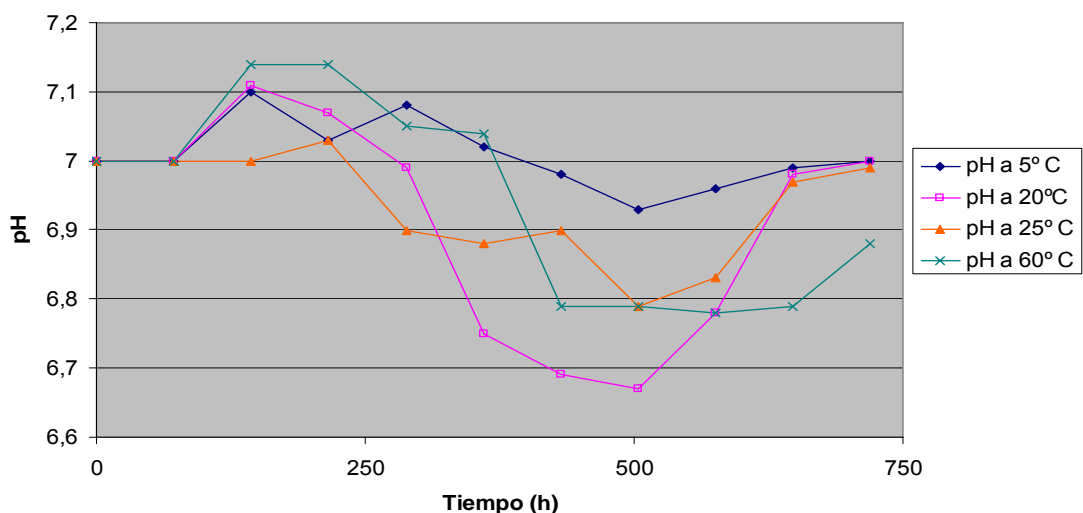


Fig. 23 Gráfico de estabilidad de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 7.0 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio 0.05 % como agente conservador

El estudio de estabilidad física de la solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 7.0 realizado durante 30 días demuestra mediante la gráfica que a temperatura de 5°C el valor del pH se mantiene constante desde el día de inicio del análisis de estabilidad física hasta completar 144 horas (6 días), posteriormente se da un aumento de pH; llegando a un valor de pH máximo al completar 288 horas (12 días); luego el comportamiento de esta solución a esta temperatura es disminuir en el valor del pH dando como valor de pH mínimo 6.93 unidades de pH al llegar a un tiempo de 21 días (504 horas) recuperando su valor de pH inicial al cumplir 27 días (648 horas) y luego mantenerse constante hasta completar los treinta días de investigación.

Esta solución Buffer a 20°C mantiene el valor de pH constante desde el inicio del análisis hasta transcurridos los siguientes 6 días; este comportamiento es seguido por una disminución del valor de pH llegando a un valor de pH mínimo de 6.67, luego se observa que el valor del pH tiende a aumentar hasta recuperar su valor de pH original de 7.0 unidades de pH.

El comportamiento de esta solución a 25°C es mantener constante su valor de pH en el período que comprende desde el inicio del análisis hasta el tercer día posteriormente se da el aumento en 0.03 unidades de pH para luego descender llegando a un valor de pH mínimo de 6.79 unidades de pH; este comportamiento es seguido de un aumento del valor del pH llegando hasta 6.99 unidades de pH cuando se finaliza el período de 30 días.

Y al someter esta solución Buffer a 60° C el valor de pH se mantiene constante hasta el tercer día que equivale a 72 horas, para continuar en una disminución en el valor de pH que se mantiene constante durante 9 días para finalizar en un aumento en el valor de pH de 0.09 unidades de pH .

No se observó crecimiento de microorganismos durante el proceso de determinación de estabilidad física al adicionar Azida de Sodio como agente conservador.

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 7.2)

TABLA 31. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 7.2)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL Na ₂ HPO ₄ 0.5 | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|------------------------------------------------|-----------------------------------------------|------------|-------------------------|----------------|
| 7,2 | 0,6 | 3,9 | Rojo Fenol | Anaranjado | Azida de Sodio |

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Rojo Fenol es anaranjado con mayor intensidad que la coloración que proporciona a valores de pH menores; tal es el caso del Buffer Fosfato Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 7.0 debido a que el viraje de color va de amarillo a rojo violeta en un rango de pH de 6.4 a 8.2

TABLA 32. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 7.2)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 7.20 | 7.20 | 7.20 | 7.20 |
| 72 | 7.20 | 7.20 | 7.20 | 7.20 |
| 144 | 7.19 | 7.30 | 7.20 | 7.44 |
| 216 | 7.04 | 7.28 | 7.19 | 7.40 |
| 288 | 7.03 | 7.24 | 6.68 | 7.45 |
| 360 | 7.08 | 6.65 | 6.94 | 7.24 |
| 432 | 6.96 | 6.35 | 6.91 | 6.65 |
| 504 | 6.92 | 6.15 | 6.80 | 6.62 |
| 576 | 6.92 | 5.94 | 6.77 | 6.60 |
| 648 | 6.92 | 5.89 | 6.72 | 6.60 |
| 720 | 6.98 | 6.10 | 6.80 | 6.90 |

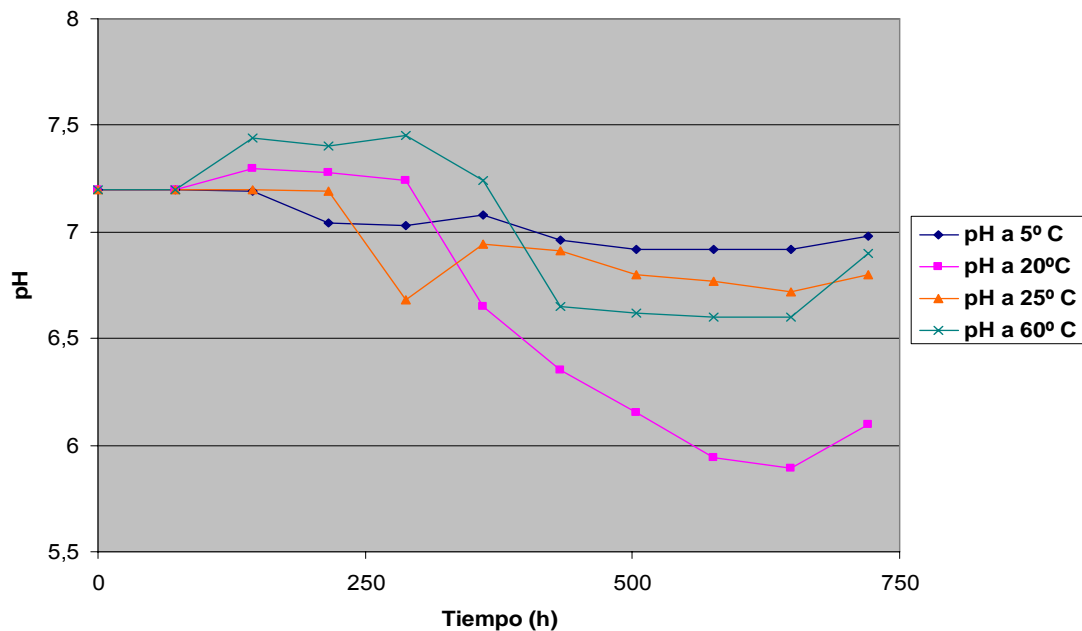


Fig. 24 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 7.2 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio 0.05 % como agente conservador.

La solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a pH de 7.2 presenta un comportamiento similar a las cuatro condiciones de temperatura a las que fue sometida.

Esta solución Buffer con el transcurso del tiempo tiende a disminuir su valor de pH, llegando a un pH final de 6.98 unidades de pH a una temperatura de 5°C, a 6.1 unidades de pH para una temperatura de 20°C; de 6.8 unidades de pH a una temperatura de 25°C y de 6.9 unidades de pH a 60°C, por lo que esta solución es inestable al mantenerse a 20°C.

No se observó el crecimiento de microorganismos en el seno de cada una de las soluciones que fueron sometidas a cuatro condiciones diferentes de temperatura al adicionar Azida de Sodio como conservador.

Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M (pH 8.0)

TABLA 33. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 8.0)

| pH | mL KH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL Na ₂ HPO ₄ 0.5 M | Indicador | Color da la Solución | Conservador |
|-----|------------------------------------------------|-------------------------------------------------|------------|-------------------------|----------------|
| 8.0 | 0,9 | 30,2 | Rojo Fenol | Rojo | Azida de Sodio |

Se adiciona el Fosfato de Sodio 0.5 M sobre el Fosfato de Potasio 0.5 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Rojo Fenol es rojo con mayor intensidad que la coloración que proporciona a valores de pH menores; debido a que el viraje de color va de amarillo a rojo violeta en un rango de pH de 6.4 a 8.2

TABLA 34. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – FOSFATO DE POTASIO 0.5 M (pH 8.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 8.00 | 8.00 | 8.00 | 8.00 |
| 72 | 7.98 | 8.06 | 8.00 | 7.92 |
| 144 | 7.96 | 8.01 | 8.00 | 8.05 |
| 216 | 7.95 | 7.93 | 7.81 | 7.93 |
| 288 | 7.91 | 7.84 | 7.78 | 7.93 |
| 360 | 7.87 | 7.85 | 7.79 | 7.82 |
| 432 | 7.86 | 7.88 | 7.79 | 7.70 |
| 504 | 7.89 | 7.89 | 7.88 | 7.71 |
| 576 | 7.90 | 7.92 | 7.89 | 7.71 |
| 648 | 7.90 | 7.95 | 7.90 | 7.83 |
| 720 | 8.00 | 7.99 | 7.95 | 7.90 |

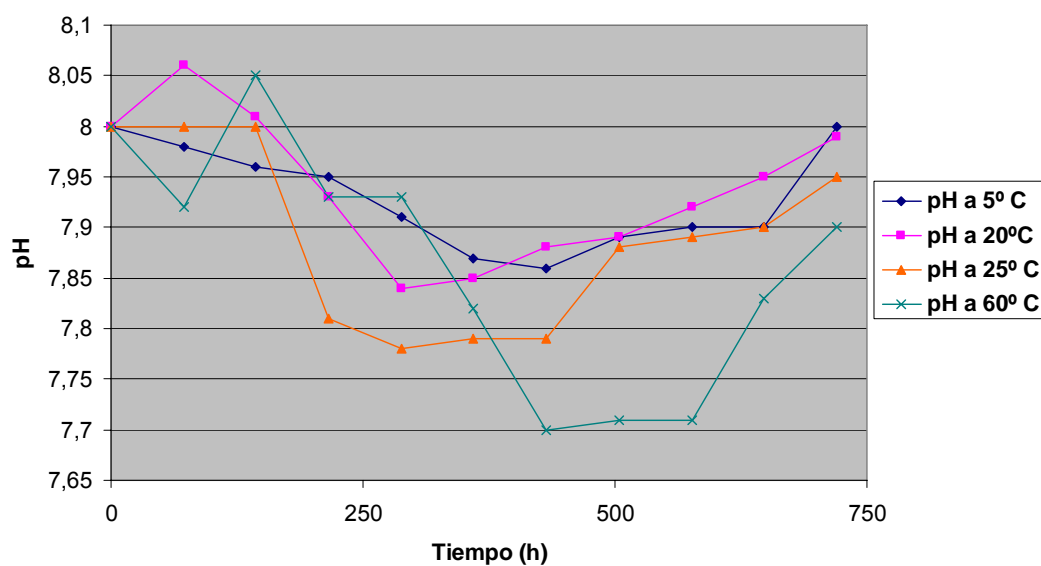


Fig. 25 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Potasio 0.5 M – Fosfato de Sodio 0.5 M a pH de 8.0 utilizando Rojo Fenol como indicador y Azida de Sodio 0.05 % como agente conservador

La gráfica del estudio de estabilidad física de la solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Fosfato de Potasio 0.5 M a un pH de 8.0 indica que al aumentar la temperatura las unidades de pH disminuyen.

A una temperatura de 5°C se da un valor mínimo de pH de 7.86 unidades de pH que pertenece a un tiempo de 432 horas (18 días), dicho valor de pH posteriormente tiende a aumentar al finalizar el período de 30 días; esta solución Buffer llega a alcanzar el valor de pH inicial.

Esta solución Buffer al aplicarle una temperatura de 20°C constantemente en un período de 30 días se observa que el valor de pH tiende a aumentar en el transcurso de los primeros 3 días, este pH es seguido por una disminución llegando a un valor mínimo de 7.84 unidades de pH en un tiempo de 12 días y al igual que el comportamiento de otra soluciones Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M - Fosfato de Potasio 0.5 M a diferentes temperaturas, tiende a tratar de recuperar el valor de pH inicial. En el caso de esta solución la diferencia del valor de pH inicial con respecto al valor de pH final es de 0.01 unidades de pH.

A una temperatura de 20°C el pH se mantiene constante en un valor de 8.00 en un período comprendido desde el día inicial del análisis hasta el día 6, posteriormente hay una disminución que se mantiene constante a un valor de pH de 7.79 unidades de pH en un período de 9 días; y después se observa un incremento de 0.16 unidades de pH. Y a 60°C la tendencia del pH es de disminuir a medida que transcurre el tiempo llegando a un valor de pH mínimo

de 7.70, de igual forma se observa el aumento del pH debido a la característica que presenta este grupo de soluciones Buffers de Fosfato de Sodio – Fosfato de Potasio, y es que ellas tratan de mantener el valor de pH.

Al finalizar el período de análisis a esta temperatura la solución presentaba un valor de pH de 7.9 en el que el diferencial de pH inicial con el pH final es de 0.1 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos en las soluciones que fueron sometidas a cuatro condiciones diferentes de temperatura, al agregar Azida de Sodio al 0.05%.

Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M



Fig.26. Soluciones Buffer de Amoníaco – Cloruro de Amonio a un pH de 8.2 a 10.5



Fig.27 Preparación de Solución Buffer de Amoníaco – Cloruro de Amonio a pH 8.2

Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 8.2)

TABLA 35. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 8.2)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL NH ₃ 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|-----|-----------------|-----------------------------|------------|----------------------------|-------------------|
| 8,2 | 7.0 | 10,7 | Azul timol | Amarillo ++ | Azida de sodio |

Donde ++: Intensidad de color

Se adiciona el Acido Clorhídrico 0.2 M sobre el Amoníaco 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Azul Timol es amarillo con mayor intensidad que la coloración que poseen las otras soluciones Buffers de este grupo.

TABLA 36. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 8.2)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 8.21 | 8.21 | 8.21 | 8.21 |
| 72 | 7.94 | 8.30 | 8.21 | 8.17 |
| 144 | 7.89 | 7.91 | 6.64 | 7.23 |
| 216 | 7.73 | 7.57 | 6.53 | 8.20 |
| 288 | 7.71 | 7.55 | 6.44 | 7.12 |
| 360 | 7.65 | 7.73 | 6.22 | 6.82 |
| 432 | 7.59 | 7.60 | 5.88 | 7.18 |
| 504 | 7.58 | 7.52 | 5.82 | 7.39 |
| 576 | 7.57 | 7.44 | 5.67 | 5.63 |
| 648 | 7.60 | 7.50 | 6.20 | 5.90 |
| 720 | 7.80 | 7.60 | 6.80 | 6.60 |

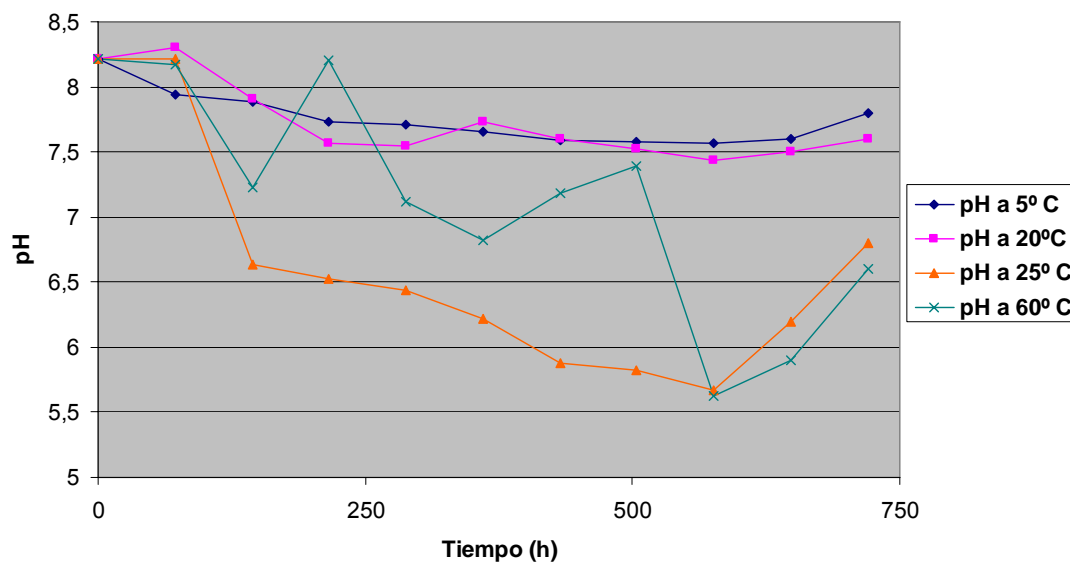


Fig. 28 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 8.2 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 8.2 presenta una disminución en el valor del pH a medida que se aumenta la temperatura y transcurre el tiempo.

A temperatura de 5° C el pH sufre una constante disminución durante el período de análisis de estabilidad física llegando a un pH final de 7.80 en el que el diferencial de pH inicial con respecto al pH final es de 0.41 unidades de pH.

A una temperatura de 20°C se da el mismo fenómeno de la disminución en el pH al terminar el período de análisis; el pH final es de 7.60 y la diferencia del valor inicial es de 0.61 unidades de pH.

A 25°C la disminución que se observa en el pH llega hasta 6.8, cuyo diferencial de pH inicial con el pH final es de 1.41 unidades de pH.

A 60°C el valor de pH tiende a disminuir a medida que transcurre el tiempo, al finalizar el periodo de 30 días el pH es de 6.60 unidades de pH; dando como resultado un diferencial de pH inicial con el final de 1.61 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos en ninguna de las cuatro condiciones diferentes de temperatura a las que fue sometida la solución.

Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 9.0)

TABLA 37. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 9.0)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL NH ₃ 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|-----|-----------------|-----------------------------|------------|----------------------------|-------------------|
| 9.0 | 7.0 | 14,5 | Azul timol | Amarillo + | Azida de sodio |

Donde

+: Intensidad de coloración

Se adiciona el Acido Clorhídrico 0.2 M sobre el Amoníaco 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración que proporciona el indicador Azul Timol es amarillo con menor intensidad que

la coloración que posee la solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 8.0)

TABLA 38. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 9.0)

| Tiempo(h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 9.00 | 9.00 | 9.00 | 9.00 |
| 72 | 9.08 | 9.08 | 9.08 | 9.08 |
| 144 | 9.01 | 9.08 | 9.00 | 9.03 |
| 216 | 9.00 | 9.02 | 8.68 | 9.00 |
| 288 | 8.94 | 9.00 | 8.63 | 8.89 |
| 360 | 8.93 | 9.00 | 8.50 | 8.84 |
| 432 | 8.88 | 8.90 | 8.50 | 7.44 |
| 504 | 8.83 | 8.90 | 8.16 | 7.19 |
| 576 | 8.77 | 8.85 | 8.16 | 7.18 |
| 648 | 8.66 | 8.82 | 7.99 | 7.09 |
| 720 | 8.60 | 8.81 | 7.70 | 7.00 |

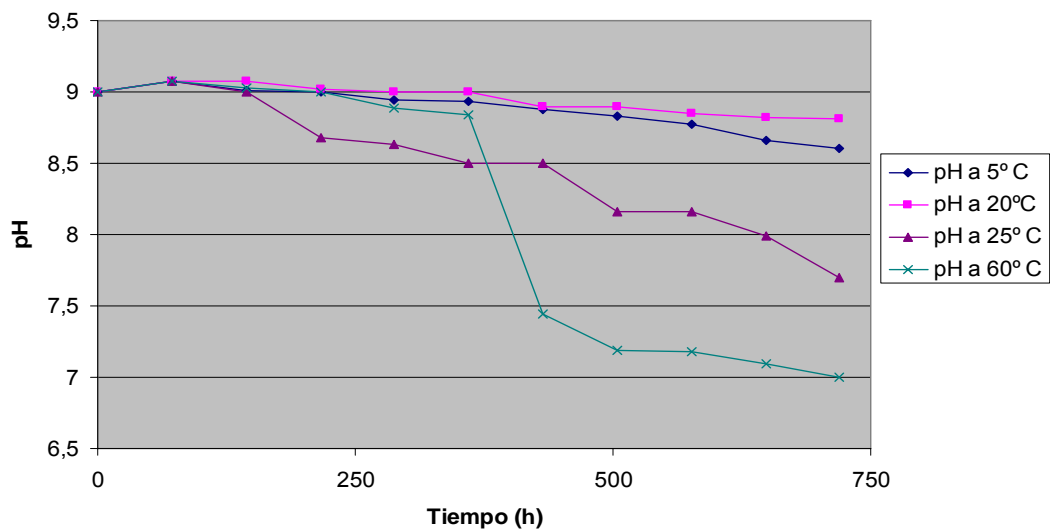


Fig. 29 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 9.0 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio 0.05% como conservador

La solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 9.0, al someterla a temperaturas de 5°C, 20°C, 25°C, 60°C en un período de 30 días se observa que:

A una temperatura de 5°C el valor de pH se mantiene constante los primeros 15 días del análisis de estabilidad física. Este comportamiento es seguido por una disminución de valor de pH llegando a un valor final de 8.6 unidades de pH teniendo como diferencial de pH inicial con el pH final de 0.4 unidades de pH.

A 20°C de temperatura el valor de pH se mantiene constante en un período de 15 días (360 horas) luego tiende a disminuir hasta que llega un pH final de 8.81 unidades de pH.

A 25°C el valor de pH de 9.0 se mantiene constante desde el inicio del análisis hasta el día 6 (144 horas), luego este sufre una disminución en el valor de pH hasta llegar a 7.70 unidades de pH; en este caso el diferencial del pH inicial con el final es de 1.13 unidades de pH.

Y a 60°C se mantiene constante un valor de pH de 9.0 en los primeros 9 días (216 horas). En seguida se observa una disminución en dicho valor con el cual se llega a un pH mínimo de 7.0 generando así una diferencia de 2.0 unidades de pH con respecto a su pH inicial.

No se observó crecimiento de microorganismos durante el período de estudio de la estabilidad física al adicionar Azida de Sodio como conservador.

Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 10.0)

TABLA 39. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 10.0)

| pH | mL HCl | mL NH ₃ | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|------|--------|--------------------|---------------|----------------------|----------------|
| 10.0 | 0,8 | 22,4 | Timolftaleina | Violeta | Azida de sodio |

Se adiciona el Acido Clorhídrico 0.2 M sobre el Amoníaco 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Azul Timol es amarillo con menor intensidad que la coloración que posee la solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 8.0)

TABLA 40. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 10.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 10.00 | 10.00 | 10.00 | 10.00 |
| 72 | 9.99 | 9.99 | 9.69 | 9.98 |
| 144 | 9.98 | 9.99 | 9.65 | 9.72 |
| 216 | 9.97 | 9.98 | 9.64 | 9.70 |
| 288 | 9.96 | 9.98 | 9.46 | 9.68 |
| 360 | 9.82 | 9.96 | 9.34 | 9.68 |
| 432 | 9.75 | 9.97 | 9.14 | 8.90 |
| 504 | 8.94 | 9.96 | 8.90 | 8.51 |
| 576 | 8.93 | 9.95 | 8.51 | 7.89 |
| 648 | 8.80 | 9.60 | 8.40 | 7.60 |
| 720 | 8.75 | 9.50 | 8.20 | 7.54 |

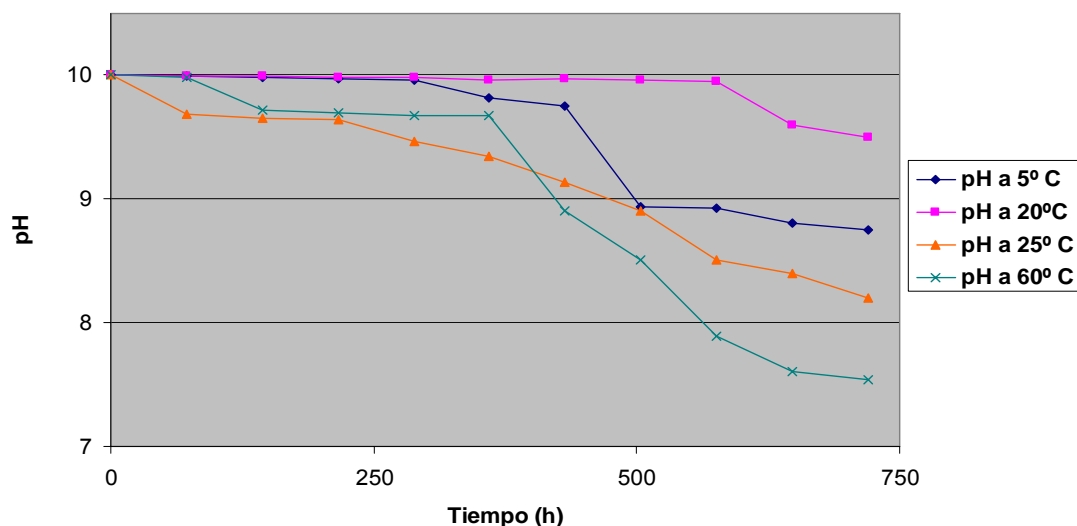


Fig. 30 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La gráfica obtenida del análisis de estabilidad física de la solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH de 10.0 demuestra que:

A 5°C el valor de pH desciende 0.01 unidades de pH cada 3 días durante el período comprendido desde el día de preparación hasta cuando han transcurrido 12 días (288 horas), luego la tendencia del pH es de disminuir hasta 0.32 unidades de pH cada 3 días hasta llegar a un pH final de 8.75. En donde la diferencial del pH inicial con el pH final es de 1.25.

A 20°C el pH disminuye 0.01 unidades de pH de su valor inicial al transcurrir 72 horas manteniéndose constante por 6 días; luego el comportamiento es similar a esta disminución ya que continua el descenso de pH en 0.01 unidades de pH cada 3 días llegando a un pH final de 9.50.

A 25°C el comportamiento de este es de disminuir 0.31 unidades de pH en la primeras 72 horas continuando con una tendencia de disminución hasta llegar a un valor de pH 8.20 al finalizar el período de 30 días de análisis de estabilidad física.

En el caso del estudio de la estabilidad física realizada a una temperatura de 60°C se observa que es mucho más marcada la tendencia a la disminución del valor del pH, pues en este caso el pH con el cual termina dicha solución el período de análisis de estabilidad física es de 7.54 obteniéndose una diferencia de 2.46 unidades de pH con respecto al pH inicial.

No se observó crecimiento microbiano en ninguna de las cuatro condiciones diferentes de temperatura con la adición de Azida de Sodio cuya función es conservador.

Soluciones Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 10.5)

TABLA 41. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 10.5)

| pH | mL HCl 0.2 M | mL NH ₃ 0.2 M | Indicador | Color de la solución | Conservador |
|------|-----------------|-----------------------------|---------------|----------------------------|----------------|
| 10,5 | 0.0 | 100.0 | Timolftaleina | Violeta | Azida de sodio |

Se adiciona el Acido Clorhídrico 0.2 M sobre el Amoníaco 0.2 M luego se lleva a 500.0 mL con agua libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración que proporciona el indicador Azul Timol es amarillo con menor intensidad que la coloración que posee la solución Buffer Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M (pH 8.0)

TABLA 42. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER AMONÍACO 0.2 M – CLORURO DE AMONIO 0.2 M (pH 10.5)

| Tiempo(h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 10.50 | 10.50 | 10.50 | 10.50 |
| 72 | 10.46 | 10.46 | 10.46 | 10.46 |
| 144 | 10.41 | 10.41 | 10.10 | 10.35 |
| 216 | 10.31 | 10.41 | 10.09 | 10.35 |
| 288 | 10.31 | 10.40 | 10.00 | 10.24 |
| 360 | 10.24 | 10.37 | 9.97 | 10.09 |
| 432 | 10.20 | 10.35 | 9.95 | 10.09 |
| 504 | 10.17 | 10.30 | 9.90 | 10.02 |
| 576 | 10.16 | 10.22 | 9.87 | 9.53 |
| 648 | 10.10 | 10.09 | 9.70 | 9.46 |
| 720 | 9.70 | 9.60 | 9.54 | 9.32 |

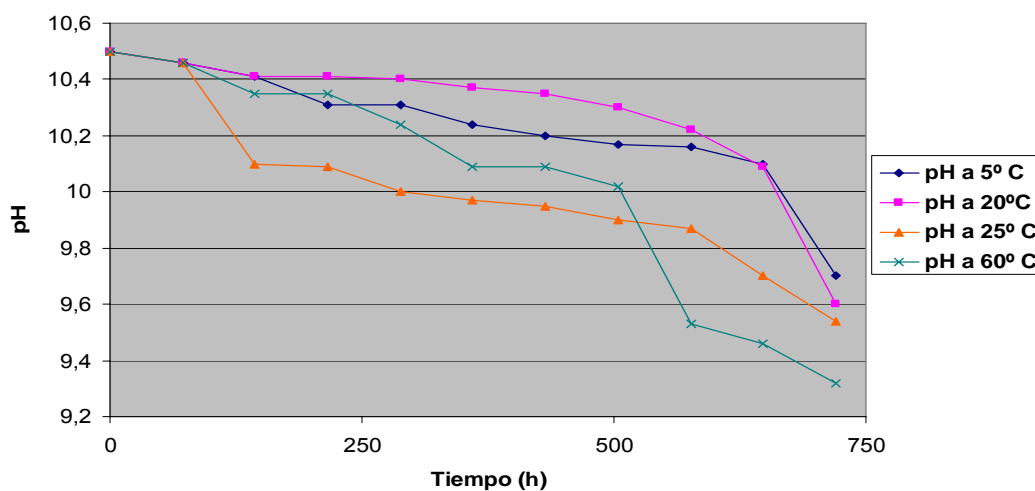


Fig. 31 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 10.5 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio 0.05% como conservador

La estabilidad física de la solución Buffer de Amoníaco 0.2 M – Cloruro de Amonio 0.2 M a pH 10.5 representada en la figura 31 demuestra que a mayor temperatura el valor de pH tiende a disminuir a medida que transcurre el tiempo.

A una temperatura de 5°C la tendencia a disminuir es de forma constante, llegando a un valor de pH mínimo de 9.7 cuando han transcurrido los 30 días de análisis, dando como resultado una diferencia entre el pH inicial con el pH final de 0.80 unidades de pH.

A 20°C la tendencia a disminuir es menor en comparación a la correspondiente a una temperatura de 5°C en un período de tiempo de 576 horas (24 días), luego el pH de esta solución sufre una disminución en su valor de una forma más notoria; llegando así a un valor de pH final de 9.60. Por lo

tanto en esta solución el pH disminuye 0.90 unidades de pH durante todo el proceso de análisis de estabilidad física realizada en 30 días.

A 25°C el pH se mantiene relativamente constante las primeras 72 horas del análisis, pero en un tiempo de 144 horas (6 días) el valor de pH disminuye hasta un valor de 10.1 unidades de pH, luego el descenso del valor de pH se mantiene constante hasta llegar a un valor mínimo de pH de 9.54 en el que se observa que el diferencial del valor de pH inicial con el pH final es de 0.96 unidades.

Al realizar el análisis de estabilidad física a una temperatura de 60°C la tendencia de disminución se mantiene de una forma constante en un tiempo de 21 días (504 horas), que llega a un valor de pH de 10.02 posteriormente este valor disminuye hasta 9.53 observándose en la gráfica un notorio descenso el cual sigue de una forma constante ya que la tendencia a disminuir es un promedio de 0.10 unidades cada 3 días; llegando a un pH final de 9.32 en donde la diferencia del valor de pH inicial con el valor de pH final es de 1.18 unidades de pH.

No se observó el crecimiento de microorganismos en el período de 30 días de análisis de estabilidad física con la adición de Azida de Sodio como conservador.

Soluciones Buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M



Fig.32. Soluciones Buffer de Acido Bórico –Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0 a 11.0

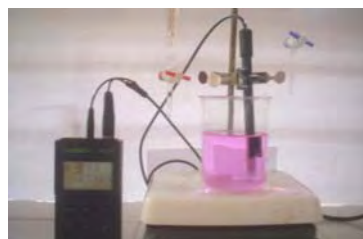


Fig.33. Buffer de Acido Bórico – Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0

Solución Buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 9.0)

TABLA 43. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO 0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M (pH 9.0)

| pH | mL H ₃ BO ₃ 0.2 M | mL KCl 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|-----------------------------------------------|--------------------|---------------------|---------------|----------------------------|----------------|
| 9.0 | 40,1 | 2,5 | 69,8 | Fenolftaleina | Rosado | Azida de Sodio |

Se agrega el Acido Bórico 0.2 M sobre el Hidróxido de Sodio 0.2 M y a esta mezcla se le adiciona posteriormente el Cloruro de Potasio 0.2 M, se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración de esta solución es proporcionada por el indicador que es una

solución de Fenolftaleina; el rango de pH en el que presenta coloración es de 8.2 a 9.8 y el cambio de color va de incoloro a violeta

TABLA 44. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO 0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M (pH 9.0)

| Tiempo(h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 9.00 | 9.00 | 9.00 | 9.00 |
| 72 | 9.08 | 9.15 | 9.00 | 9.14 |
| 144 | 9.05 | 9.09 | 9.05 | 9.13 |
| 216 | 9.11 | 9.04 | 9.01 | 9.13 |
| 288 | 9.17 | 9.03 | 9.01 | 9.10 |
| 360 | 9.06 | 9.02 | 9.00 | 9.06 |
| 432 | 9.10 | 8.93 | 8.98 | 9.05 |
| 504 | 9.05 | 8.92 | 8.93 | 9.05 |
| 576 | 9.13 | 8.91 | 8.92 | 8.96 |
| 648 | 9.10 | 8.90 | 8.90 | 8.94 |
| 720 | 9.09 | 8.89 | 8.88 | 8.89 |

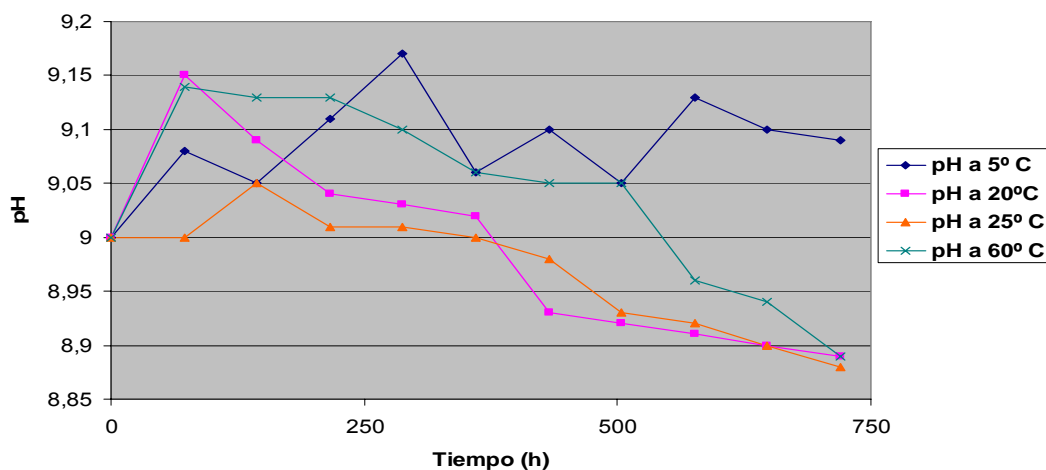


Fig. 34 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico –Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio a un pH de 9.0 utilizando Fenolftaleina y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La determinación de la estabilidad física de la solución de Acido Bórico 0.2 M- Cloruro de Potasio 0.2 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 9.00 demuestra que.

A 5°C el valor del pH en un período de 30 días sufre muchas variaciones dando como resultado valores de pH máximos de 9.17 en un tiempo de 288 horas (12 días), 9.1 al transcurrir 18 días (432 horas) y 9.13 al llegar al día 24 (576 horas) y unos valores de pH mínimos de 9.05, 9.06, 9.05 a tiempos de 9, 15 y 21 días respectivamente. Tomando una estabilidad en sus valores de pH los últimos 6 días del análisis, llegando a un valor de pH final de 9.09 en donde el aumento de pH es de 0.09 con respecto al pH inicial.

A 20°C en las primeras 72 horas (3 días) el valor de pH aumenta 0.15 unidades, este aumento de pH es seguido por una disminución que lo lleva hasta 8.89 como pH final, al transcurrir los 30 días estipulados para el análisis de estabilidad física.

A 25°C la tendencia en los cambios de los valores de pH es similar a los cambios observados a una temperatura de 20°C con la diferencia que el valor de pH final es de 8.88.

A 60°C el valor del pH sube en las primeras 72 horas y se mantiene por arriba del valor de pH inicial durante el período de tiempo que corresponde a los siguientes 18 días, posteriormente la tendencia es a disminuir hasta que llega a un valor de pH final de 8.89.

Durante el período de 30 días no se observó crecimiento microbiano con el uso de Azida de Sodio como conservador en esta solución.

Solución Buffer Ácido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M (pH 10.0)

TABLA 45. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO 0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M (pH10.0)

| pH | mL H ₃ BO ₃ 0.2 M | mL KCl 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|-----------------------------------------------|--------------------|---------------------|---------------|----------------------------|-------------------|
| 10.0 | 40,1 | 2,5 | 121,1 | Timolftaleina | Azul violeta | Azida de Sodio |

Se agrega el Acido Bórico 0.2 M sobre el Hidróxido de Sodio 0.2 M y a esta mezcla se le adiciona posteriormente el Cloruro de Potasio 0.2 M, se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración de esta solución es proporcionada por el indicador que es una solución de Timolftaleina; el rango de pH en el que presenta coloración es de 9.3 a 10.5 y el cambio de color va de incoloro a azul.

TABLA 46. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO
0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO
0.2 M (pH 10.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 10.00 | 10.00 | 10.00 | 10.00 |
| 72 | 10.03 | 10.06 | 10.00 | 10.02 |
| 144 | 10.05 | 9.99 | 10.00 | 10.05 |
| 216 | 10.06 | 10.05 | 9.97 | 10.05 |
| 288 | 10.09 | 9.99 | 9.98 | 9.99 |
| 360 | 10.02 | 9.97 | 10.04 | 9.99 |
| 432 | 10.05 | 9.97 | 9.91 | 9.93 |
| 504 | 10.01 | 9.93 | 9.87 | 9.92 |
| 576 | 10.07 | 9.90 | 9.72 | 9.75 |
| 648 | 10.06 | 10.00 | 9.98 | 9.83 |
| 720 | 10.04 | 10.01 | 9.99 | 9.81 |

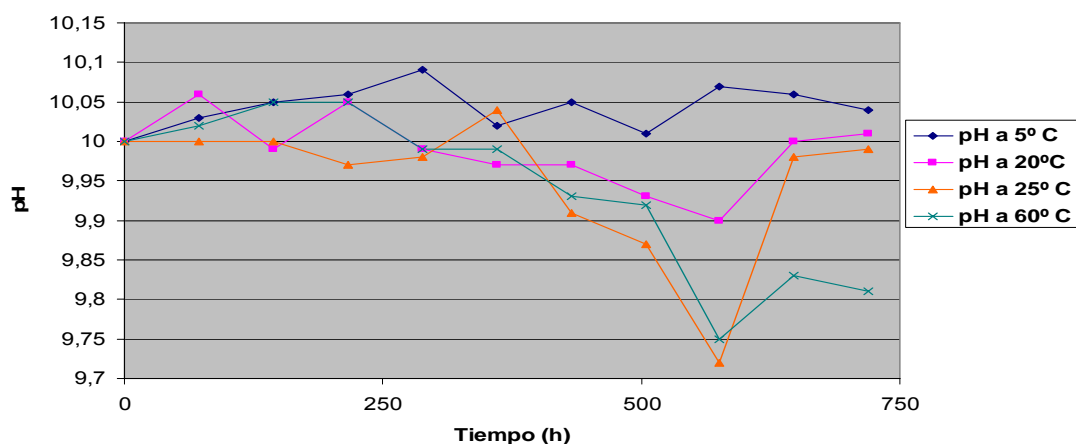


Fig. 35 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico -Cloruro de Potasio - Hidróxido de Sodio a un pH de 10.0 utilizando Fenolftaleina y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

El análisis de estabilidad física realizado a la solución Buffer de Acido Bórico 0.2 M - Cloruro de Potasio 0.2 M - Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de

10.00 refleja que: Al someter la solución por un período de tiempo de 30 días a temperatura de 5°C el pH se incrementa hasta 0.09 unidades como máximo y el valor de pH se mantiene sobre el valor inicial y al finalizar el tiempo establecido para el análisis el valor de pH es de 10.04 unidades de pH.

A 20°C el valor del pH en las primeras 72 horas tiende a aumentar; dicho aumento es seguido por una disminución en su valor que da como punto mínimo el valor de 9.9 a un tiempo de 576 horas; posteriormente se da un aumento en dicho valor llegando a un valor de pH de 10.01 el día 30.

A 25°C el valor de pH se mantiene constante en un valor de 10.0 desde el inicio del análisis hasta que han transcurrido 6 días (144 horas) seguidamente se da una disminución que lleva al valor de pH a 9.72 cuando han pasado 24 días desde que inicio el análisis; luego tiende a recuperar el valor de pH llegando a un valor de 9.99 cuando finaliza el periodo de 30 días.

A 60°C el comportamiento de esta solución Buffer es similar a la de la temperatura de 20°C con la diferencia que su valor mínimo de pH que alcanza es de 9.75 cuando ha transcurrido un período de 576 horas de análisis; esta disminución es seguida de un aumento que va hasta 9.83 unidades de pH en un tiempo de análisis de 27 días, luego sufre una nueva disminución que tiene un valor de 9.81 unidades de pH con este valor se cumple el período de 30 días de análisis

Durante el período de 30 días no se observó crecimiento microbiano al agregar a la solución Azida de Sodio como conservador.

Solución buffer de Acido Bórico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 11.0

TABLA 47. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO 0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M (pH 11.0)

| pH | mL H ₃ BO ₃ 0.2 M | mL KCl 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|-----------------------------------------------|--------------------|---------------------|---------------|----------------------------|----------------|
| 11.0 | 66,8 | 0.0 | 276,2 | Timolftaleina | Violeta | Azida de Sodio |

Se agrega el Acido Bórico 0.2 M sobre el Hidróxido de Sodio 0.2 M y a esta mezcla se le adiciona posteriormente el Cloruro de Potasio 0.2 M, se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración de esta solución es mucho más intensa que la proporcionada a un pH de 10.0 y es debido a que el indicador que es una solución de Timolftaleina; el rango de pH en el que presenta coloración es de 9.3 a 10.5 y el cambio de color va de incoloro a azul

TABLA 48. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER ÁCIDO BÓRICO
0.2 M - CLORURO DE POTASIO 0.2 M - HIDRÓXIDO DE SODIO
0.2 M (pH 11.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 11.00 | 11.00 | 11.00 | 11.00 |
| 72 | 10.98 | 11.12 | 11.00 | 10.88 |
| 144 | 10.97 | 10.88 | 11.00 | 10.88 |
| 216 | 10.97 | 10.82 | 10.91 | 10.87 |
| 288 | 10.93 | 10.81 | 10.90 | 10.78 |
| 360 | 10.91 | 10.77 | 10.85 | 10.78 |
| 432 | 10.90 | 10.76 | 10.83 | 10.70 |
| 504 | 10.86 | 10.69 | 10.77 | 10.70 |
| 576 | 10.86 | 10.65 | 10.70 | 10.27 |
| 648 | 10.89 | 10.70 | 10.70 | 10.20 |
| 720 | 10.90 | 10.80 | 10.69 | 10.19 |

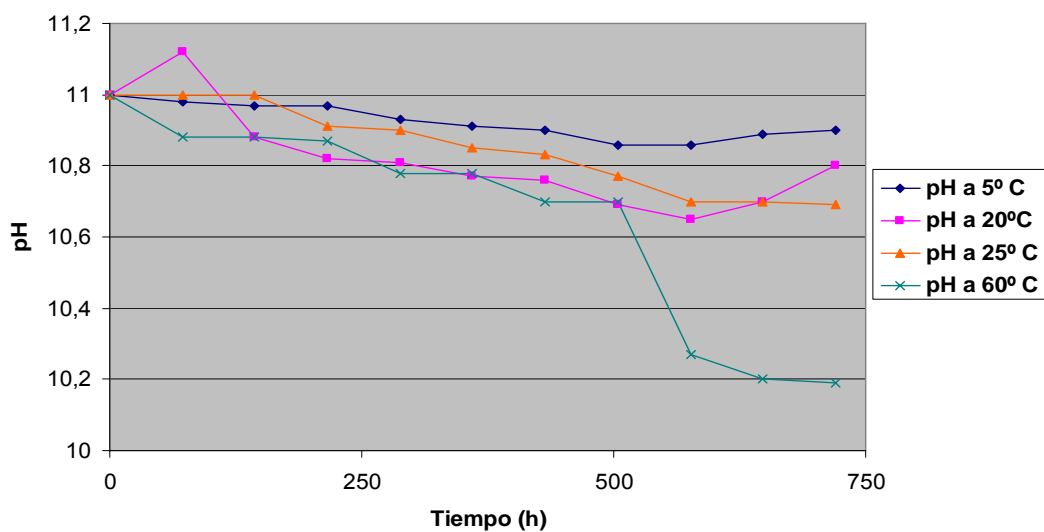


Fig. 36 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Acido Bórico -Cloruro de Potasio - Hidróxido de Sodio a un pH de 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La solución buffer de Acido Bórico 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M – Hidróxido de Sodio 0.2 M a pH de 11.0, al someterla a temperaturas de 5°C ,20°C ,25°C y 60°C en un periodo de 30 días, se observa que la tendencia de disminución de pH a las condiciones de temperatura de 5°C, 25°C y 60°C es similar para un período comprendido desde el día inicial hasta el día 21 cuando han transcurrido 504 horas de análisis.

A 5°C el valor de pH se mantiene entre 10.86 hasta 10.90 siendo este valor el pH final al transcurrir el tiempo estipulado para el análisis.

A 20°C el valor del pH sufre un leve aumento de 0.12 unidades al transcurrir las primeras 72 horas de análisis, luego decae este valor hasta llegar a un pH de 10.65 para un tiempo de 576 horas (24 días); esta disminución en el valor del pH es seguida por un aumento característico con el cual termina el período de análisis llegando a un pH final de 10.8 unidades de pH.

A 25°C llega a un valor de pH mínimo de 10.7 cuando han transcurrido 24 días; este valor se mantiene constante en los siguientes 3 días, pero en el día 30 el valor de pH disminuye 0.01 unidades más; dando como valor de pH final 10.69 teniendo un diferencial de pH inicial con pH final de 0.31 unidades de pH.

A 60°C la disminución del valor de pH se mantiene entre valores promedio de 0.16 unidades de pH cada 3 días, luego reobserva una disminución mayor que llega hasta un pH de 10.27 en un tiempo transcurrido de

576 horas; esta disminución se mantiene hasta llegar a un pH de 10.19 unidades de pH en un tiempo de 30 días.

No se observó crecimiento de microorganismos en el período de 30 días correspondiente al análisis de estabilidad física de dicha solución al adicionar Azida de Sodio como agente conservador.

Soluciones Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M



Fig.37 Soluciones Buffer de Bicarbonato de Sodio – Carbonato de Sodio a pH de 9.0 a 12.0



Fig.38 Preparación de solución buffer de Bicarbonato de Sodio Carbonato de Sodio. A pH 10.0

Solución Buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 9.0)

TABLA 49. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 9.0)

| pH | mL NaHCO ₃ 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|-----|--------------------------------|------------------|------------|-------------------------|----------------|
| 9.0 | 12.0 | 1.0 | Azul Timol | Celeste | Azida de Sodio |

Se agrega el Hidróxido de Sodio 0.2 M sobre el Carbonato de Sodio 0.2 M se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración de esta solución es menos intensa que la proporcionada por la Timolftaleina.

TABLA 50. ESTABILIDAD FISICA DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 9.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 9.00 | 9.00 | 9.00 | 9.00 |
| 72 | 8.98 | 8.95 | 9.02 | 9.00 |
| 144 | 8.93 | 8.76 | 8.47 | 8.76 |
| 216 | 8.88 | 8.67 | 8.28 | 8.35 |
| 288 | 8.86 | 8.04 | 7.77 | 8.29 |
| 360 | 8.76 | 7.90 | 7.65 | 7.89 |
| 432 | 8.58 | 7.69 | 7.65 | 7.59 |
| 504 | 8.56 | 7.48 | 7.53 | 7.59 |
| 576 | 8.12 | 7.46 | 7.38 | 7.20 |
| 648 | 8.10 | 7.35 | 7.34 | 7.17 |
| 720 | 8.09 | 7.31 | 7.29 | 7.10 |

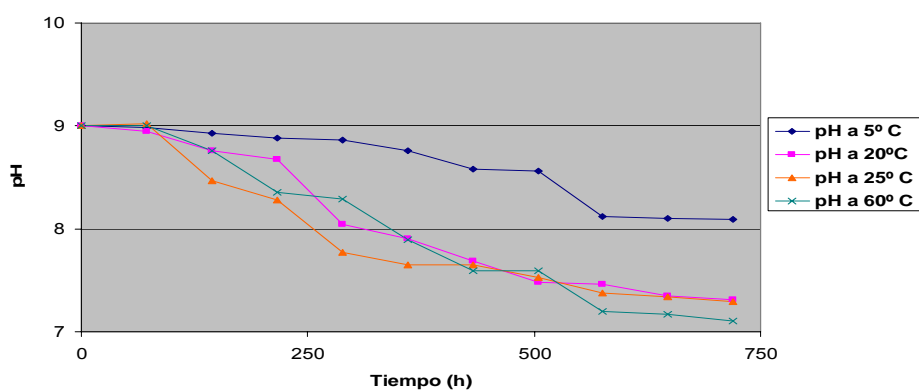


Fig. 39 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 9.0 utilizando Azul Timol y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 9.0 presenta las siguientes variaciones de pH de acuerdo a las diferentes condiciones de temperatura a las que fue sometida.

A 5°C el valor de pH se mantiene constante en su valor inicial en las primeras 72 horas (3días); posteriormente se observa una disminución en forma constante hasta un período de tiempo de 504 horas, luego disminuye 0.44 unidades de pH en los siguientes 3 días para finalizar el análisis con pH de 8.09. Donde el diferencial del pH final con el inicial es de 0.91 unidades de pH.

A 20°C el valor de pH disminuye 0.05 unidades en los primeros 3 días; después la tendencia de la disminución aumenta ya que se da de 0.10 unidades por cada 3 días. Además se observa que en un tiempo de 360 horas (15 días) la disminución en el valor del pH es más de una unidad. Cuando finaliza el proceso de análisis de la estabilidad física el valor del pH es de 7.30; teniendo una diferencia de 1.69 unidades de pH con respecto a su pH inicial.

A 25°C la tendencia a disminuir es mayor que a 5°C y 20°C. Se observa una disminución brusca para alcanzar un valor de pH de 7.77 unidades de pH en un tiempo correspondiente a 288 horas (12 días), luego la tendencia a disminuir se mantiene de forma constante hasta llegar a un valor de pH final de 7.29.

A 60°C el comportamiento de disminución es similar que a temperaturas de 20°C y 25°C dando como resultado un valor de pH final de 7.1, la diferencia entre el valor de pH inicial y el valor de pH final es de 1.90 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos durante el proceso de determinación de estabilidad física al adicionar Azida de Sodio como agente conservador.

Solución Buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M (pH 10.0)

TABLA 51. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 10.0)

| pH | mL NaHCO ₃ 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|--------------------------------|------------------|---------------|-------------------------|----------------|
| 10.0 | 10.0 | 5,8 | Timolftaleina | Violeta | Azida de Sodio |

Se agrega el Hidróxido de Sodio 0.2 M sobre el Carbonato de Sodio 0.2 M se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%. La coloración de esta solución es mayor que la que proporciona el Azul Timol

TABLA 52. ESTABILIDAD FISICA DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 10.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 10.00 | 10.00 | 10.00 | 10.00 |
| 72 | 9.84 | 10.00 | 10.00 | 9.75 |
| 144 | 9.55 | 10.00 | 9.93 | 8.94 |
| 216 | 9.52 | 9.94 | 9.92 | 8.89 |
| 288 | 9.51 | 9.84 | 9.75 | 8.75 |
| 360 | 9.37 | 9.38 | 9.62 | 7.52 |
| 432 | 9.29 | 8.11 | 9.26 | 7.45 |
| 504 | 9.27 | 9.10 | 9.26 | 7.40 |
| 576 | 9.16 | 9.00 | 9.00 | 7.31 |
| 648 | 9.10 | 8.89 | 8.94 | 7.20 |
| 720 | 8.90 | 8.70 | 8.61 | 7.10 |

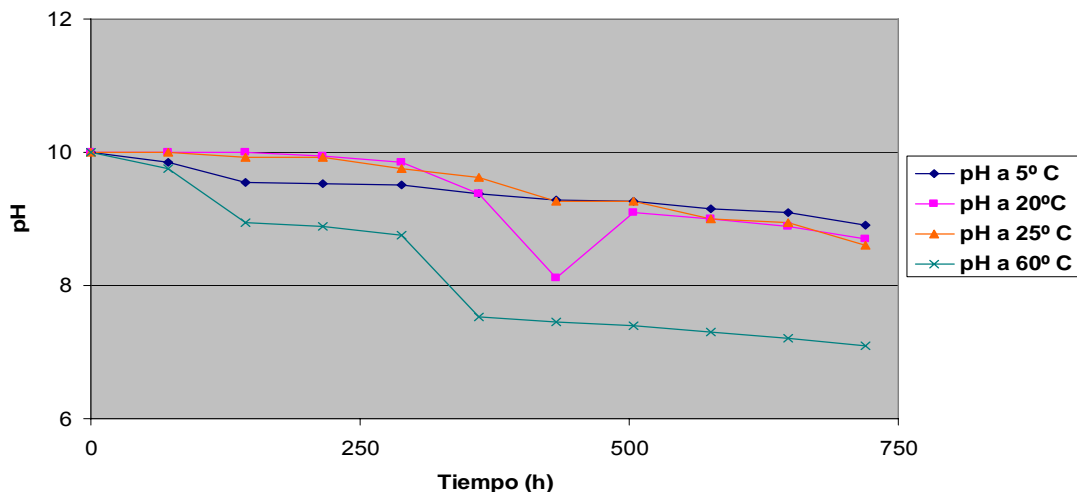


Fig. 40 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 10.0 utilizando Timolftaleina y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

El análisis de estabilidad física realizado a la solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a un pH de 10.0 demuestra que a mayor temperatura y tiempo el valor del pH es menor.

A 5°C en un período de 30 días el valor del pH desciende 1.1 unidades de pH; esta disminución va en una forma constante desde el inicio del análisis.

A 20°C el valor de pH se mantiene constante en 10.0 por un período de 144 horas (6 días); posteriormente se observa una notable disminución que llega a un valor mínimo de 8.11 unidades de pH en un tiempo de 432 horas (18 días), luego sufre una tendencia a aumentar y este aumento es de 0.99 unidades de pH y al finalizar el período de 30 días el diferencial de pH es de 1.30 unidades de pH.

A 25°C el valor de pH inicial se mantiene constante en las primera 72 horas, luego desciende de una forma constante en los días posteriores hasta llegar a un pH final de 8.61 unidades de pH; dando un diferencial del valor del pH de 1.39 con respecto al valor de pH inicial.

A 60°C se observa una marcada disminución en el valor de pH en un tiempo de 144 horas (6 días), luego la tendencia de disminución se mantiene de forma constante en los siguientes 9 días de análisis; posteriormente se observa una marcada disminución que equivale a un valor de pH de 7.52 unidades de pH en un período de tiempo de 360 horas; esta disminución continua hasta llegar a un valor de 7.1 unidades de pH al completar los 30 días de análisis.

No se observó crecimiento de microorganismos en ninguna de las 4 condiciones diferentes de temperatura, al adicionar Azida de Sodio como conservador.

Solución Buffer de de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio .02 M. (pH 11.5)

TABLA 53. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 11.5)

| pH | mL NaHCO ₃ 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|--------------------------------|------------------|---------------------|-------------------------|-------------------|
| 11,5 | 10.0 | 12,7 | Amarillo Titanio | Amarillo | Azida de Sodio |

Se agrega el Hidróxido de Sodio 0.2 M sobre el Carbonato de Sodio 0.2 M se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

TABLA 54. ESTABILIDAD FÍSICA DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 11.5)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 11.50 | 11.50 | 11.50 | 11.50 |
| 72 | 11.47 | 11.46 | 11.40 | 11.39 |
| 144 | 11.41 | 11.42 | 11.35 | 11.35 |
| 216 | 11.40 | 11.40 | 11.31 | 10.58 |
| 288 | 11.36 | 11.34 | 11.28 | 10.00 |
| 360 | 11.34 | 11.30 | 11.20 | 9.65 |
| 432 | 11.22 | 11.25 | 11.12 | 9.15 |
| 504 | 11.21 | 11.05 | 10.98 | 8.86 |
| 576 | 11.20 | 11.04 | 10.97 | 7.42 |
| 648 | 11.10 | 11.01 | 10.93 | 7.39 |
| 720 | 11.00 | 10.99 | 10.89 | 7.34 |

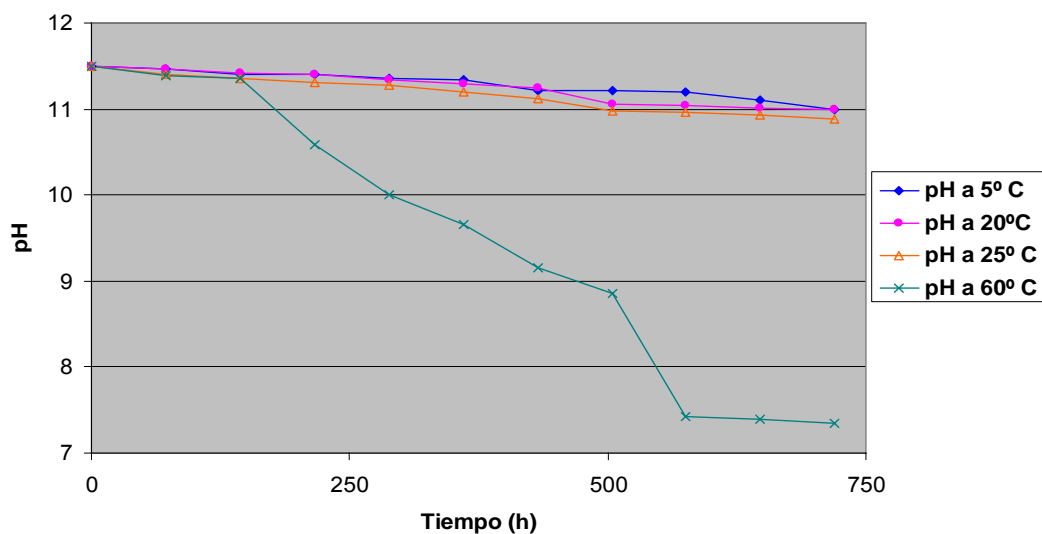


Fig. 41 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 11.5 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 11.5 al someterla a temperaturas de 5°C, 20 °C, 25 °C y 60 °C por treinta días demuestra que a mayor temperatura y mayor tiempo transcurrido menor es el valor de pH.

A 5°C la disminución que sufre el pH se da en forma constante; al finalizar el período de treinta días el pH final es de 11.00 notándose una diferencia de 0.5 unidades menos cuando llega a término el análisis en comparación con el valor inicial.

A 20°C y 25°C el comportamiento es similar al que se da a temperatura de 5°C resultando como valores de pH final 10.99 y 10.89 unidades de pH para temperatura de 20°C y 25°C respectivamente.

A 60°C el valor de pH sufre un comportamiento similar que a las otras 3 temperaturas en un período de 144 horas, posteriormente se da una disminución que continua durante todo el proceso hasta llegar a un pH final de 7.34 unidades de pH, en donde el diferencial de pH inicial con el pH final es de 4.16 unidades de pH.

No se observó crecimiento microbiano durante todo el proceso de análisis de estabilidad física al adicionar Azida de Sodio en solución al 0.05%

Solución Buffer Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M
(pH 12.0)

TABLA 55. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 12.0)

| pH | mL NaHCO ₃ 0.2 M | mL NaOH 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|--------------------------------|------------------|---------------------|-------------------------|-------------------|
| 12.0 | 15.0 | 49.0 | Amarillo Titanio | Amarillo | Azida de Sodio |

Se agrega el Hidróxido de Sodio 0.2 M sobre el Carbonato de Sodio 0.2 M se lleva a volumen con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

La coloración de esta solución posee mayor intensidad en el color debido a que es mayor el valor de pH

TABLA 56. ESTABILIDAD FISICA DE SOLUCIÓN BUFFER BICARBONATO DE SODIO 0.2 M – CARBONATO DE SODIO 0.2 M (pH 12.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 12.03 | 12.03 | 12.03 | 12.03 |
| 72 | 11.98 | 12.00 | 12.00 | 12.00 |
| 144 | 11.98 | 11.90 | 11.90 | 11.90 |
| 216 | 11.97 | 11.60 | 11.55 | 11.90 |
| 288 | 11.92 | 11.65 | 11.45 | 11.90 |
| 360 | 11.89 | 11.50 | 11.43 | 11.77 |
| 432 | 11.87 | 11.42 | 11.38 | 11.75 |
| 504 | 11.86 | 11.37 | 11.23 | 11.09 |
| 576 | 11.85 | 11.30 | 11.16 | 11.03 |
| 648 | 11.80 | 11.26 | 11.10 | 11.01 |
| 720 | 11.79 | 11.20 | 11.09 | 11.01 |

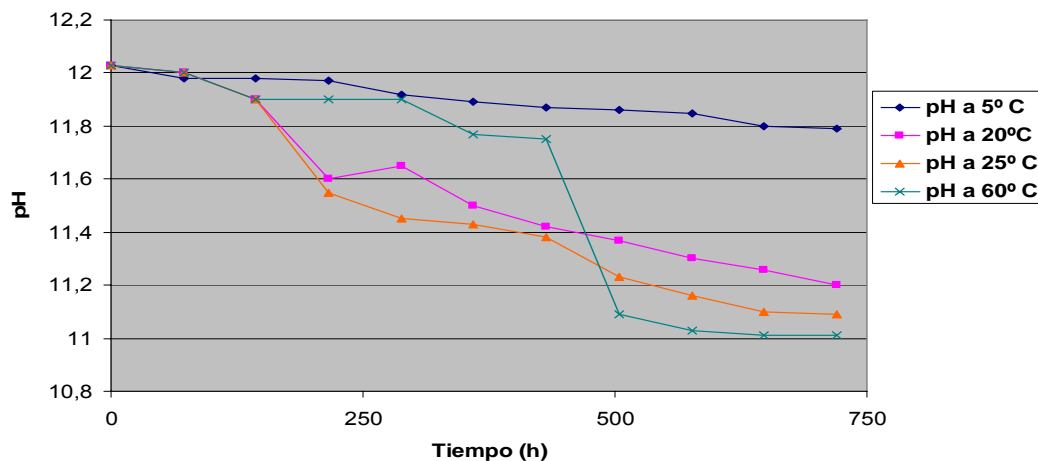


Fig. 42 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M. a pH 12.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

Según la figura 42 la solución Buffer de Bicarbonato de Sodio 0.2 M – Carbonato de Sodio 0.2 M a pH de 12.0, presenta las siguientes variaciones de pH de acuerdo a las diferentes condiciones de temperatura a las que fue sometida en un período de 30 días.

A 5°C la disminución en el valor del pH se observa en una forma constante hasta llegar a un valor de pH final de 11.79 unidades de pH.

A 20°C el valor de pH sufre un descenso hasta llegar a un valor de pH de 11.60 unidades de pH en un tiempo de 216 horas; posteriormente sufre un aumento de 0.05 unidades de pH a un tiempo de 288 horas, luego se normaliza la tendencia de disminución haciéndolo de forma constante hasta llegar a un valor de 11.20 unidades de pH al transcurrir los 30 días, por lo que la diferencia

del pH final con el pH inicial es de 0.83 unidades de pH debajo de su valor inicial.

A 25°C la tendencia de disminución es similar a la de la solución Buffer Carbonato de Sodio 0.2 M – Bicarbonato de Sodio 0.2 M a pH de 12.0 a una temperatura de 5°C con la diferencia de que a mayor temperatura y mayor tiempo de exposición a esta condición térmica, menor el valor de pH resultante. Por lo que esta solución llega a un pH final de 11.09 unidades de pH.

A 60°C presenta una disminución en el valor de 11.75 a 11.09 unidades de pH, esta variación se da entre los 18 y 21 días del análisis, en seguida se observa que la tendencia a disminuir continúa de forma constante hasta llegar a un valor de pH final de 11.01 unidades de pH, con lo que se obtiene un diferencial de 1.02 unidades de pH con respecto al valor de pH inicial.

No se observó durante el período de análisis crecimiento de microorganismos al adicionarle Azida de Sodio como agente conservador.

Solución Buffer Fosfato de Sodio 0.2 M – Hidróxido de Sodio (0.2 M)



Fig.43 Solución Buffer Fosfato de Sodio – Hidróxido de Sodio. A un pH de 12.0



Fig.44 Preparación de solución Buffer de Fosfato de Sodio – Hidróxido de Sodio. A un pH de 12.0

TABLA 57. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M (pH 12.0)

| pH | mL NaH ₂ PO ₄ 0.5 M | mL NaOH 0.5 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|-------------------------------------------|---------------|------------------|----------------------|----------------|
| 12.0 | 0,7 | 190,1 | Amarillo Titanio | Amarillo naranja | Azida de Sodio |

Se agrega el Fosfato de Sodio sobre el Hidróxido de Sodio, se lleva a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se adiciona 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

TABLA 58. ESTABILIDAD FISICA DE SOLUCIÓN BUFFER FOSFATO DE SODIO 0.5 M – HIDRÓXIDO DE SODIO 0.5 M (pH 12.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 12.00 | 12.00 | 12.00 | 12.00 |
| 72 | 12.16 | 12.23 | 12.00 | 11.98 |
| 144 | 12.12 | 12.09 | 12.00 | 11.96 |
| 216 | 11.91 | 11.97 | 12.02 | 11.90 |
| 288 | 11.92 | 11.94 | 12.02 | 11.90 |
| 360 | 11.88 | 11.93 | 12.01 | 11.83 |
| 432 | 11.86 | 11.90 | 12.01 | 11.78 |
| 504 | 11.32 | 11.88 | 11.98 | 11.76 |
| 576 | 11.75 | 11.80 | 11.96 | 11.06 |
| 648 | 11.68 | 11.76 | 11.90 | 11.01 |
| 720 | 11.60 | 11.71 | 11.89 | 11.00 |

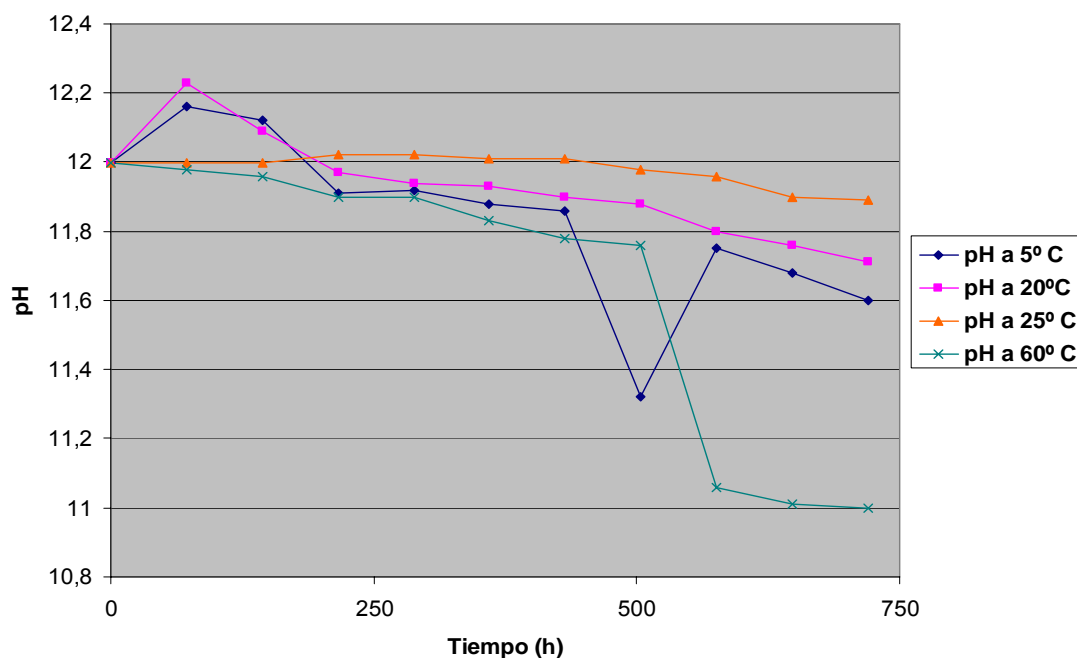


Fig. 45 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Hidróxido de Sodio 0.5 M. a pH 12.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

Según la figura 45 la solución Buffer de Fosfato de Sodio 0.5 M – Hidróxido de Sodio 0.5 M a pH de 12.0 presenta diversas variaciones en su pH debido a las diferentes condiciones de temperatura a las que fue sometidas en un período de 30 días.

A 5°C el valor de pH presenta un aumento de 0.16 unidades de pH en las primeras 72 horas, posteriormente se observa una disminución de forma constante en un período de tiempo que llega hasta 432 horas (18 días); luego se observa una marcada disminución en el pH a un tiempo correspondiente de

504 horas (21 días), esta disminución es seguida por un aumento de 0.43 unidades de pH en un tiempo de 24 días.

Este suceso de aumento continúa con una disminución hasta llegar un valor de 11.60 que corresponde al pH final de esta solución a esta temperatura.

A 20°C el comportamiento de la solución es similar a la que fue sometida a 5°C hasta un tiempo de 288 horas (12 días). La disminución del valor de pH a esta condición térmica es de una manera constante hasta llegar a un valor de 11.71 unidades de pH; en donde la diferencia entre el valor inicial y el final es de 0.29 unidades de pH.

A 25°C esta solución Buffer presenta mayor estabilidad el valor de pH final de 11.89 unidades de pH, cuyo diferencial de valor de pH inicial con respecto al final es de 0.11 unidades de pH.

A 60°C la disminución de pH se mantiene constante hasta un tiempo de 24 días (576 horas) posteriormente el pH sufre una disminución muy marcada de 0.70 unidades de pH y al finalizar el período de análisis el pH es de 11.00 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos durante el período de evaluación de la estabilidad física al adicionar Azida de Sodio como conservador.

Solución Buffer Hidróxido de Sodio 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M



Fig.46 Solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de potasio. A un pH de 13.0



Fig.47 Preparación de solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de potasio. A un pH de 13.0

TABLA 59. PREPARACION DE SOLUCIÓN BUFFER HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 13.0)

| pH | mL NaOH 0.2M | mL KCl 0.2 M | Indicador | Color de la Solución | Conservador |
|------|--------------|--------------|------------------|----------------------|----------------|
| 13.0 | 325 | 2,5 | Amarillo Titanio | Amarillo | Azida de Sodio |

Se adiciona el Cloruro de Potasio sobre el Hidróxido de Sodio, se lleva a volumen de 500.0 mL con agua desmineralizada libre de CO₂. Se agrega 0.5 mL de la solución de indicador y 1.0 mL de la solución de Azida de Sodio al 0.05%.

TABLA 60. ESTABILIDAD FISICA DE SOLUCIÓN BUFFER HIDRÓXIDO DE SODIO 0.2 M – CLORURO DE POTASIO 0.2 M (pH 13.0)

| Tiempo (h) | pH a 5° C | pH a 20°C | pH a 25° C | pH a 60° C |
|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| 0 | 13.00 | 13.00 | 13.00 | 13.00 |
| 72 | 12.29 | 12.43 | 12.30 | 12.27 |
| 144 | 12.29 | 12.23 | 12.30 | 11.25 |
| 216 | 12.20 | 12.23 | 12.26 | 12.23 |
| 288 | 12.20 | 12.22 | 12.14 | 12.21 |
| 360 | 12.20 | 12.20 | 12.09 | 12.18 |
| 432 | 12.15 | 12.20 | 12.07 | 12.16 |
| 504 | 12.13 | 12.13 | 12.05 | 12.15 |
| 576 | 12.12 | 12.30 | 12.00 | 12.05 |
| 648 | 12.10 | 12.10 | 11.98 | 12.00 |

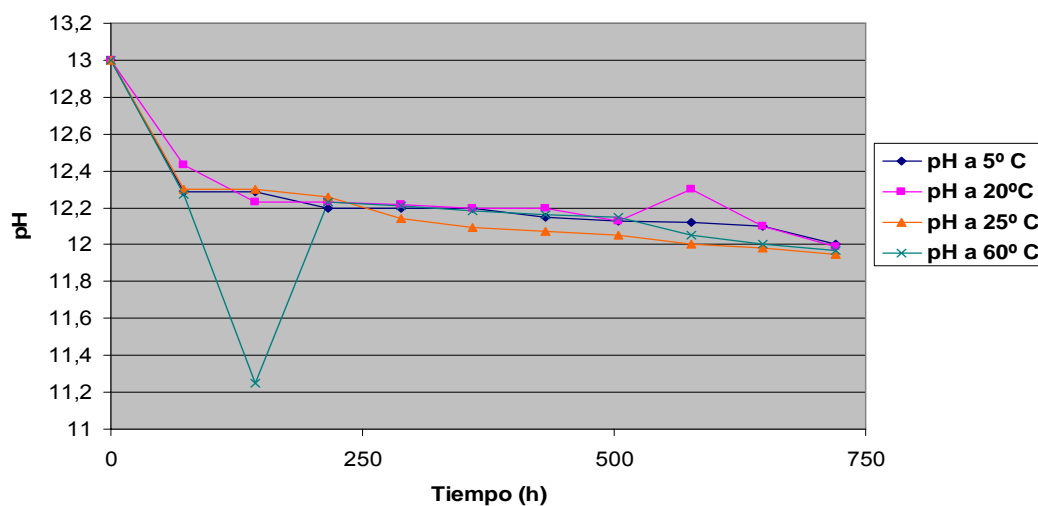


Fig. 48 Gráfico de estabilidad física de Solución Buffer de Hidróxido de Sodio – Cloruro de Potasio. A pH 13.0 utilizando Amarillo Titanio y Azida de Sodio 0.05 % como conservador

La estabilidad física de la solución Buffer de Hidróxido de Sodio 0.2 M – Cloruro de Potasio 0.2 M a un pH de 13.00 determinada a diferentes temperaturas demuestra que esta solución a temperaturas de 5°C, 20°C y 25°C la tendencia a disminución es muy similar; el pH final que presenta es de 12.00, 11.99 y 11.95 unidades de pH que corresponde a cada una de las temperaturas anteriores.

A 60°C el valor de pH tiende a disminuir hasta 11.25 unidades de pH en un período de tiempo comprendido desde el día en el que inicio el análisis hasta cuando han transcurrido 144 horas (6 días), posteriormente la solución Buffer sufre un aumento en el valor del pH llegando hasta 12.23 unidades de pH; este incremento es seguido por una disminución en forma constante hasta llegar a

un pH final de 11.97 en donde el diferencial del valor del pH inicial y final es de 1.03 unidades de pH.

No se observó crecimiento de microorganismos durante el período de análisis al adicionar Azida de Sodio en solución a 0.05%.

CAPITULO VI
CONCLUSIONES

6.0 CONCLUSIONES

1. Es primordial el empleo de agua destilada libre de CO₂, ya que este gas propicia una marcada disminución en el valor real de la solución; así como también genera la formación de productos secundarios dependiendo de la naturaleza de cada componente que forma el buffer.
2. El indicador debe ser preparado en solución; para ello el reactivo que se utiliza como disolvente debe proporcionarle características neutras o levemente ácidas o alcalinas para no interferir en el valor de pH al adicionarlo a la solución buffer. Cuando el indicador se encuentra predominante en su forma ácida o básica, tiene una coloración nítida. Y a medida que la disociación o asociación sea apreciable y modifique el valor de pH, se observará un cambio gradual de la coloración de la solución.
3. Para la selección del agente conservador que se ha de adicionar a la preparación de la solución buffer, se debe de analizar la naturaleza del mismo y tener el mismo carácter de la solución buffer que se desea preservar. Si la solución que se desea preservar presenta un pH ácido el conservador tiene que ser con características ácidas como es el caso del Formaldehído cuyo valor de pH es de 4.40 a 25°C y en el caso de que la solución sea alcalina el conservador debe ser alcalino como la Azida de

Sodio cuyo valor de pH es de 7.25 a 25°C Las concentraciones a la que estas sustancias se utilizan deben ser bajas para evitar.

4. Al utilizar las soluciones de Formaldehído al 0.1 % y Azida de Sodio al 0.05% como agentes conservadores no se observo a simple vista el crecimiento de microorganismos debido a que estas sustancias actúan aumentando la presión osmótica dentro de la solución.
5. Presentan estabilidad física las soluciones buffer en las que el diferencial de pH es menor a una unidad, ya sea por arriba o por abajo del valor de pH establecido, ya que pueden ser reajustados sin que se rompa el sistema buffer
6. La temperatura a la cual se va a almacenar la solución buffer juega un papel importante, por lo que debe tenerse el cuidado de mantenerlas a temperaturas en las cuales presenten mayor estabilidad como es el caso de : soluciones buffer de Ácido Clorhídrico – Cloruro de Potasio; Ácido Cítrico - Citrato de Sodio; Fosfato de Sodio – Fosfato de Potasio y Ácido Bórico – Cloruro de Potasio – Hidróxido de Sodio deben de almacenarse a temperaturas de 5°C a 20°C; las soluciones buffer de Ácido Clorhídrico -

Citrato de Sodio a una temperatura de 20°C y las soluciones buffer Fosfato de Sodio – Hidróxido de Sodio a 25°C

7. Las soluciones buffer de Amoníaco - Cloruro de Amonio; Bicarbonato de Sodio – Carbonato de Sodio y Hidróxido de Sodio – Cloruro de Potasio son de preparación reciente, debido a que no presentan estabilidad en el valor de pH.

CAPITULO VII
RECOMENDACIONES

7.0 RECOMENDACIONES

1. En la preparación de soluciones buffer se debe de tomar en cuenta que estas deben ser preparadas siempre con agua libre de CO₂ y a una temperatura estable de 25°C.
2. Que al utilizar soluciones indicadoras en las soluciones buffers se debe de observar y anotar el color de la solución al momento de su preparación, ya cualquier cambio en ella indica que el valor de pH ha sufrido modificación
3. Cuando se preparen soluciones buffers que posteriormente serán almacenadas debe agregarse un conservador para evitar el crecimiento de microorganismos en el seno de la solución.
4. Debe tomarse en cuenta que las soluciones buffer que se utilizarán para análisis de cromatografía no pueden contener indicadores ni conservadores ya que estos interfieren en el análisis; por lo que este tipo de soluciones buffers deben ser preparadas al momento de utilizarlas.

5. Controlar que el pH de las soluciones buffers se mantenga en valores menores a una unidad de pH, arriba de su pH inicial o abajo del mismo; para evitar romper el sistema buffer

6. Que al almacenar a la mayoría de soluciones buffer deben controlarse factores como la humedad, luz, tiempo y temperatura; para mantenerlas en óptimas condiciones.

7. Cuando se preparen soluciones buffers en las que este involucrado el Amoníaco se debe de evitar el exponerlas a temperaturas mayores de 25° C y envasar en frascos bien cerrados; para evitar la perdida de Amoníaco en forma gaseosa.

8. En las soluciones buffer que son preparadas con Amoníaco, se recomienda utilizar otra base no volátil para evitar la disminución del pH debido al desprendimiento de Amoníaco en forma gaseosa que es lo que propicia la acidez de la solución.

BIBLIOGRAFIA

1. Brown Glen H, Sallee Eugene M. Química Cuantitativa. Editorial Reverté S.A. Barcelona. 1967. Pág. 219,220
2. Chang Raymond. Química. 1ª Edición en Español, México, Editorial McGraw-Hill Interamericana, 1992. Pág. 615.
3. Chang Raymond. Química. 6ª Edición en Español, México, Editorial McGraw-Hill Interamericana, 1999. Pág. 649.
4. Discher Clarence A.. Química Inorgánica Farmacéutica. Editorial Alabama, S. A. 1996, Madrid, España. Pág. 161-174
5. Franco Baires, Gerson Romeo, Ramírez Meléndez, Esther Maria, Elaboración de una guía práctica para la preparación de reactivos químicos y estándares de uso frecuente en el análisis químico, trabajo de graduación, 2003, Facultad de Química y Farmacia, Universidad de El Salvador. Págs. 49-58, 81-88
6. Hall William T. Química Analítica, Analisis Cuantitativo, tomo II. Union Tipografica. Editorial Hispano- Americana. Mexico 1949. Pág 569
7. <http://www.acuarioaberiak.com/lib/maslibreria.asp>
8. <http://ww.arrakis.es/~aibarra/dietetica/Enfermeria/liquidos.htm#AGUA>
9. <http://laguna.fmedic.unam.mx/~evazquez/0403/determinacion%20ph.html>
10. http://iq.coord.usb.ve/pdf/miniproyecto/abr_jul2001/jancew_parada.pdf
11. http://www.msd.es/publicaciones/mmerck_hogar_12/seccion_12_138.

12. <http://www.pronet-internet.merck.de/Attachment/200503>
13. <http://www.ofite.com/instructions/Spanish/147-01sp.pdf>
14. <http://www.uc.cl/quimica/agua/glos4.html>
15. J T Baker Catálogo de Reactivos. USA. 1999.
16. Luna Rangel. Fundamentos de Química Analítica, Volumen I. Editorial Limusa. México, 1976. Pág. 176-180.
17. Merck. Catálogo de Reactivos y Productos Químicos, Merck. Alemania KGaA 2005-2007.
18. Merck. Indicadores Sustancias Patrón Primario, Merck KGaA. D-64271 Darmstadt. Alemania
19. Skoog and West Holler. Química Analítica. 7a Edición. McGraw Hill. México. 2000. Pág. 282-283, 294-296.
20. The CMS Catalog. Curthin Matheson Scientific Inc. USA. 1994
21. Vogel, Arthur I. Química Analítica Cuantitativa. Vol. I. Editorial Kapelusz. S.A. 1960. Buenos Aires, Argentina. Pág. 347,359,527

GLOSARIO (10,11, 15, 18)

Ácido: Se denomina ácido a una sustancia que puede ceder protones (iones H^+).

Ácidos Débiles: Son aquellos que les cuesta más liberar los protones, por lo tanto les es más difícil formar iones.

Ácidos Fuertes: Son aquellos que liberan fácilmente los protones con lo cual se ionizan totalmente.

Base: Cualquier sustancia que en disolución acuosa aporta iones OH^- al medio.

Bases Débiles: Son aquellas que les cuesta más liberar iones hidroxilo (OH^-) o aceptar protones, por lo que se ionizan parcialmente.

Bases Fuertes: Son aquellas que liberan fácilmente los iones hidroxilo (OH^-) y se ionizan completamente.

Disolución: Es una mezcla homogénea, a nivel molecular de una o más sustancias (el soluto) disuelta en un fluido (el disolvente).

Electrodo: es un conductor utilizado para hacer contacto con una parte no metálica de un circuito, por ejemplo un semiconductor, un electrolito, el vacío

Indicador: son colorantes orgánicos que cambian su color o absorción espectral por toma o donación de protones.

Molaridad: Número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de disolvente.

pH: Medida de la concentración de iones Hidrogeno en una solución.

Protón: Partícula con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo.

Reacción química: Proceso en el cual a partir de una o más sustancias se originan otra u otras distintas a las iniciales. En una reacción química los átomos de los elementos o compuestos químicos iniciales son los mismos que los átomos de los elementos químicos finales, pero la reordenación de los átomos iniciales y finales de dichos elementos o compuestos es distinta.

Reacciones de óxido reducción Son aquellas en las cuales unos reactantes ganan electrones, y otros los pierden. En ellas debe existir un cambio en el estado de oxidación de algunos elementos o todos los elementos de los compuestos reaccionantes.

Solución: Mezcla homogénea formada por soluto y solvente. Sus componentes pueden separarse mediante cambios de estado.

Soluciones buffer: son aquellas que ante la adición de un ácido o base son capaces de reaccionar oponiendo la parte de componente básica o ácida para mantener fijo el pH.

Solución Concentrada: Aquélla que contiene gran cantidad de soluto en una pequeña cantidad de solvente.

Solución Diluida: Aquélla que contiene muy poca cantidad de soluto en una gran cantidad de solvente.

ANEXOS

ANEXO N° 1

Universidad de El Salvador

Facultad de Química y Farmacia

Entrevista: Dirigida a Auxiliares de Docencia.

Realizada en las instalaciones de los Laboratorios de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador a los Auxiliares de docencia de:

- Bioquímica
- Microbiología
- Química Analítica

Preguntas.

1. ¿Cuáles son las Soluciones Buffer más utilizadas?
2. ¿Que rango de pH es utilizado para su preparación?
3. Describa las condiciones de Almacenamiento de las Soluciones Buffer.

ANEXO N° 2

Cuadro No. 1 Resultado de entrevista realizada a Auxiliares de Docencia de la Facultad de Química y Farmacia

| Auxiliar de Cátedra | Buffers más utilizados | Rango de pH más utilizado | Almacenamiento |
|------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| Lic. Juan Pablo Rodríguez García (Química Analítica) | Fosfato Ácido de Sodio Fosfato Ácido de Potasio Acetato de Amonio Amoniaco | pH 4 ,7 y 10 | Preparación reciente |
| Br. Mateo Eugenio Díaz (Bioquímica) | Fosfato Acido de Potasio | pH 4.0 ,6.8 y 7.2 | Preparación reciente |
| Br. Willber Ernesto Guzmán García (Microbiología Aplicada) | Fosfato Ácido de Sodio Fosfato Ácido de Potasio | pH 7.2 | Almacena en refrigeración y desecha hasta que existe crecimiento de microorganismos |

ANEXO N° 3

Cuadro 2. Preparación de Reactivos Ácidos

| Nombre y Función | Concentración | Técnica de Preparación para 1 Litro de Solución |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Ácido Clorhídrico HCl</p> <p>Para Acidular.</p> <p>Para Preparación de Buffer</p> | <p>0.2 M</p> <p>O</p> <p>0.2 N</p> | <p>Medir con bureta 16.5 mL de Ácido Clorhídrico al 37% p/p de pureza y densidad igual a 1.18 g/mL. En una cámara extractora de gases En un beaker colocar un volumen aproximado de 500 mL de agua desmineralizada libre de CO₂ y agregar el ácido de forma lenta y agitación constante, transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro y llevar a volumen. Envasar en un franco de vidrio de boca angosta y tapón de vidrio. (5)</p> |
| <p>Ácido Bórico H₃BO₃</p> <p>Para Acidular</p> <p>Para Preparación de Buffer</p> | <p>0.5 M</p> | <p>Pesar cuidadosamente en balanza analítica 7.456 g de Ácido Bórico 100 % puro en un beaker, agregar agua desmineralizada libre de CO₂ hasta disolver completamente, transferir a un balón volumétrico de 1 Litro y llevar a volumen. Envasar en frasco plástico. (5)</p> |
| <p>Ácido Cítrico C₆H₈O₇</p> <p>Para Acidular</p> <p>Para Preparación de Buffer</p> | <p>0.5 M</p> | <p>Pesar cuidadosamente en balanza analítica 10.36 g de Ácido Cítrico en un beaker, agregar agua desmineralizada libre de CO₂ hasta disolver completamente, transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro y llevar a volumen. Envasar en frasco plástico. (5)</p> |

Cuadro 3. Preparación de Reactivos Básicos o Alcalinos

| Nombre u Función | Concentración | Técnica de Preparación para 1 Litro de Solución |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Hidróxido de Amonio o Amoníaco NH_4OH o NH_3 Para Alcalinizar Para preparación de Buffer | 0.2 M O 0.2 N | Medir con bureta 14.32 mL de Amoníaco al 28% p/p de pureza y densidad de 0.9 g/mL en un beaker y disolverlo con agua desmineralizada libre de CO_2 , agitar y transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro y envasar en frasco de vidrio. (5) |
| Hidróxido de Sodio NaOH Para Alcalinizar Para Preparación de Buffer | 0.2 M O 0.2 N | Pesar cuidadosamente en balanza semi-analítica 8 g de Hidróxido de Sodio en lentejas (realizar este procedimiento de forma rápida, pues es una sustancia higroscópica) en un beaker plástico. Disolver las lentejas en agua desmineralizada libre de CO_2 y transferir el contenido del beaker a un balón volumétrico de 1 Litro, llevar a volumen, envasar en frasco plástico de Polietileno y tapón de plástico. (5) |

Cuadro 4. Preparación de Reactivos Salinos

| Nombre y Función | Concentración | Técnica de Preparación para 1 Litro de Solución |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Bicarbonato de Sodio NaHCO_3 Para Preparación de Buffer | 0.2 N | Pesar cuidadosamente en balanza analítica 8.40 g de Bicarbonato de Sodio en un beaker y disolver con agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir a un balón volumétrico de 1 Litro, llevar a volumen. Envasar en frasco plástico. ⁽⁵⁾ |
| Carbonato de Sodio Na_2CO_3 Estándar Primario Para Preparación de Buffer | 0.2 N | Pesar cuidadosamente en balanza analítica 21.2 g de Carbonato de Sodio 100% pura y disolver con agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro, llevar a volumen de aforo y envasar en frasco plástico. ⁽⁵⁾ |
| Cloruro de Amonio NH_4Cl Alcalinizante suave Para Preparación de Buffer | 0.2 N | Pesar cuidadosamente en balanza analítica 10.67 g de la sal 100% pura en un beaker, disolver con agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro, llevar a volumen de aforo y envasar en frasco plástico. ⁽⁵⁾ |
| Cloruro de Potasio KCl Para Preparación de Buffer | 0.2 M O 0.2 N | Pesar cuidadosamente 7.45 g de la sal 100% pura en un beaker, disolver con suficiente agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir la solución a un balón volumétrico de 1 Litro, llevar a volumen de aforo y envasar en frasco plástico. ⁽⁵⁾ |

Cuadro 4. Continuación

| Nombre y Función | Concentración | Técnica de Preparación para 1 Litro de Solución |
|---------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Fosfato de Sodio Dibásico Na_2HPO_4 Para Preparación de Buffer | 0.5 M O 0.5 N | Pesar en balanza semianalítica con cuidado 35.49 g de la sal 100% pura en un beaker, disolver con agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir la solución a un balón de 1 Litro, llevar a volumen de aforo. Envasar en frasco plástico ⁽⁵⁾ |
| Fosfato de Potasio Monobásico KH_2PO_4 Para Preparación de Buffer | 0.5 M O 0.5 N | Pesar en balanza semianalítica con cuidado 34.02 g de la sal 100% pura en un beaker, disolver con agua desmineralizada libre de CO_2 , transferir la solución a un balón volumétrico de 1 litro, llevar a volumen de aforo. Envasar en frasco plástico. ⁽⁵⁾ |

ANEXO N° 4

TABLA 61. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES INDICADORAS (14)

| Indicador | Rango de viraje | Cambio de color | Preparación de solución indicadora |
|------------------------------|-----------------|-------------------------|------------------------------------|
| Verde de Malaquita | 0.0 - 2.0 | Amarillo – Verde azul | 0.1 g en 100 mL de agua destilada |
| Eosina amarillenta | 0.0 – 3.0 | Naranja – Rojo | 0.1 g en 100 mL de agua destilada |
| Rojo congo | 3.0 – 5.2 | Azul – amarillo | 0.2 g en 100 mL de agua destilada |
| Anaranjado de metilo | 3.1 – 4.4 | Rojo amarillo - naranja | 0.04 g en 100 mL de etanol (20%) |
| Verde de bromocresol | 3.8 – 5.4 | Amarillo - azul | 0.1 g en 100 mL de agua destilada |
| Rojo de metilo | 4.4 – 6.2 | Rojo – amarillo naranja | 0.1 g en 100 mL de etanol (96%) |
| Sal sódica de rojo de metilo | 4.4 – 6.2 | Rojo – amarillo | 0.1 g en 100 mL de etanol (96%) |
| Rojo clorofenol | 4.8 -6.4 | Amarillo – Púrpura | 0.1 g en 100 mL de etanol (20%) |
| Púrpura de bromocresol | 5.2 – 6.8 | Amarillo – Púrpura | 0.1 g en 100 mL de etanol (20%) |
| Azul bromotimol | 6.0 – 7.6 | Amarillo - azul | 0.1 g en 100 mL de agua destilada |
| Rojo fenol | 6.4 – 8.2 | Amarillo – rojo violeta | 0.1 g en 100 mL de etanol (20%) |
| Azul timol | 8.0 – 9.6 | Amarillo – azul | 0.04 en 100 mL de etanol (96%) |
| Fenolftaleina | 8.2 – 9.8 | Incoloro – rojo violeta | 0.1 g en 100 mL de etanol (96%) |
| Amarillo titanio | 11.5 – 13.0 | Amarillo – rojo | 0.25g en 100 mL etanol (20%) |
| Timolftaleina | 9.3 – 10.5 | Incoloro -azul | 0.1g en 100 mL de etanol (50%) |

ANEXO N° 5

Cuadro 6. Preparación de soluciones conservadoras (5)

| Conservador | Rango de pH de conservación | Preparación de solución conservadora |
|-------------------------|-----------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Formaldehído 0.1 % | 1.0 – 7.0 | Medir con una bureta 3.7 mL de Formaldehído En una cámara extractora de gases En un beaker colocar un volumen aproximado de 50 mL de agua destilada libre de CO ₂ y agregar el Formaldehído de forma lenta y agitación constante, transferir la solución a un balón volumétrico de 100 mL y llevar a volumen. Envasar en un frasco plástico |
| Azida de Sodio 0.05% | 7.0 – 14.0 | Pesar cuidadosamente en balanza semianalitica 0.5gramos de Azida de Sodio pura en un beaker, agregar agua destilada y disolver completamente, luego transferir a un balón de 1000 mL y llevar a volumen. Envasar en frasco plástico |

ANEXO N° 6

TABLA 62. DETERMINACIÓN DE CONCENTRACIONES REALES DE CADA UNA DE LAS SOLUCIONES

| Solución a normalizar | Indicador | Reactivos | Método |
|-----------------------------------------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| HCl N _{Teórica} 0.2 M N _{Real} 0.430 M | Anaranjado de metilo 0.04% | Carbonato de sodio sólido | Valorar con la disolución obtenida 3 muestras de Na ₂ CO ₃ puro (0.3 g) pesadas exactamente. El carbonato se transfiere a un erlenmeyer de 250 mL se agregan 100 mL de agua libre de CO ₂ , se agita para disolver y se agregan 3 gotas de anaranjado de metilo se valora con HCl hasta que el color amarillo vire a anaranjado (3) |
| NaOH N _{Teórica} 0.2 M N _{Real} 0.238 M | Fenolftaleina 0.1 % | Biftalato de potasio sólido | Valorar 3 muestras de 0.9 g de biftalato de potasio secado durante 2 horas a 110° C. Transferir a un erlenmeyer de 250 mL y agregar 50 mL de agua libre de CO ₂ agitar hasta disolver y agregar 3 gotas de fenolftaleina se valora con NaOH hasta el primer color rosa que persiste después de 5 segundos de agitar(3) |

TABLA 62. CONTINUACION.

| Solución a normalizar | Indicador | Reactivos | Método |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------|-----------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Cloruro de Amonio $N_{Teórica}$ 0.2M N_{Real} 0.214 M | Rojo de metilo 0.1 % | HCl 0.1N NaOH 0.1N | Transferir 5 mL de la solución a un erlenmeyer de 250 mL agregar 25 mL de NaOH 0.1N hervir y colocar una tira de papel impregnada con solución de nitrato mercurioso y observar a que ya no ennegrezca enfriar la solución y agregar 3 gotas de rojo de metilo y titular con HCl 0.1N (1) |
| Fosfato de Sodio $N_{Teórica}$ 0.5 M N_{Real} 0.5433 M Fosfato de Potasio $N_{Teórica}$ 0.5 M N_{Real} 0.4966 M | Fenolftaleína 0.1 % | NaOH 0.1 N | Valorar la solución de fosfato con NaOH 0.1N adicionando 3 gotas de fenolftaleína(1) |
| Cloruro de Potasio $N_{Teórica}$ 0.2 M N_{Real} 0.223 | K_2CrO_4 5% | $AgNO_3$ 0.1 N | A 10 mL de la solución agregar 1 mL de K_2CrO_4 al 5 % y valorar la solución con $AgNO_3$ hasta que el color rojizo pálido persista después de un minuto de agitación (1) |
| Bicarbonato de Sodio $N_{Teórica}$ 0.2 M N_{Real} 0.2344 M | Anaranjado de metilo 0.04 % | HCl 0.1 N | A 10 mL de la solución agregar 3 gotas de anaranjado de metilo y valorar la solución con HCl 0.1 N hasta que el color de la solución empiece a cambiar de amarillo a rosado(20) |

ANEXO N° 7

Cálculos para preparación y estandarización de reactivos.

1. Hidróxido de Sodio 0.2 M

a) Preparación de 1000 mL de solución de Hidróxido de Sodio 0.2M

$$M = \frac{\text{No. de moles}}{L}$$

$$M = \frac{\frac{g}{P_m}}{L}$$

$$M = \frac{g}{P_m \times L}$$

Donde:

M: Molaridad

L: Volumen en litros

g: Gramos

P_m: Peso molecular

$$g = M \times P_m \times L$$

$$g = (0.2 \text{ moles / L}) (40.0\text{g / mol}) (1\text{L})$$

$$g = 8 \text{ gramos de NaOH para preparar 1 Litro de solución a 0.2M}$$

b) Estandarización

Peso de estándar Biftalato de potasio = 0.9 g

Peso equivalente de Biftalato de potasio = 204.22 g

Valoración 1 = 18.4 mL de Hidróxido de sodio 0.2 M

Valoración 2 = 18.6 mL de Hidróxido de sodio 0.2 M

Valoración 3 = 18.6 mL de Hidróxido de sodio 0.2 M

Para sustancias monopróticas aplica que: $M = N$

$$N = \frac{\text{Peso de estandar}}{\text{Vol. gastado} \times \text{meq}}$$

M: Molaridad

N: Normalidad

$$N = \frac{900 \text{ mg de Biftalato de Potasio}}{18.4 \text{ mL Na OH} \times 204.22 \text{ mg}}$$

$$N_1 = 0.240$$

$$N_2 = 0.237$$

$$N_3 = 0.237$$

$$\bar{N} = \frac{0.239 + 0.237 + 0.237}{3}$$

\bar{N} : Normalidad Promedio

Fc: Factor de corrección

$$\bar{N} = 0.238$$

$$Fc = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teorica}}}$$

$$Fc = \frac{0.237}{0.2}$$

$$Fc = 1.18$$

2. Acido Clorhídrico 0.2 M (5)

a) Preparación de 1000 mL de solución de Acido Clorhídrico 0.2 M

$$Pm_{\text{HCl}} = 36.46 \text{ g / mol}$$

$$\text{Pureza} = 37 \% \text{ P/P}$$

Densidad (ρ) = 1.14 g / mL

$$N = \frac{\# \text{ Eq} - g}{L}$$

Eq: Número de Equivalentes

$$\# \text{ Eq} = \frac{g}{P_{\text{eq}}}$$

$$P_{\text{eq}} = \frac{P_m}{\# \text{ H}^+, \text{ OH}^- \text{ o Valencia}}$$

Peq: Peso Equivalente
Pm: Peso Molecular

$$36.46 \text{ g} \quad \text{---} \quad 1 \text{ N} \quad \text{---} \quad 1 \text{ l HCl}$$
$$x \quad \text{---} \quad 0.2 \text{ N} \quad \text{---} \quad 1 \text{ l HCl}$$

$$x = 7.292 \text{ g de HCl}$$

$$37.0 \text{ g HCl} \quad \text{---} \quad 100 \text{ g de solución}$$
$$7.292 \text{ g HCl} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 19.71 \text{ g de solución de HCl}$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{19.71 \text{ g de solución de HCl}}{1.14 \text{ g / mL}}$$

V = 17.29 mL de HCl al 37% P/P para preparar 1000.0 mL

b) Estandarización

Peso de estándar Carbonato de Sodio = 0.3 g

Peso equivalente de Carbonato de Sodio = 53.0 g

Valoración 1 = 13.3 mL de Acido Clorhídrico 0.2 M

Valoración 2 = 13.6 mL de Acido Clorhídrico 0.2 M

Valoración 3 = 13.5 mL de Acido Clorhídrico 0.2 M

Para sustancias monopróticas aplica que: $M = N$

$$N = \frac{\text{Peso de estándar}}{\text{Vol. gastado} \times \text{meq}}$$

$$N = \frac{300 \text{ mg de Carbonato de Sodio}}{13.3 \text{ mL HCl} \times 53.0 \text{ mg}}$$

$$N_1 = 0.426$$

$$N_2 = 0.416$$

$$N_3 = 0.419$$

$$\bar{N} = \frac{0.426 + 0.416 + 0.419}{3}$$

$$\bar{N} = 0.420$$

$$F_c = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teórica}}}$$

$$F_c = \frac{0.420}{0.2}$$

$$F_c = 2.10$$

3. Fosfato de Potasio 0.5 M

a) Preparación de 500 mL de solución de Fosfato de potasio 0.5 M

$$M = \frac{\text{No. de moles}}{L}$$

$$M = \frac{\frac{g}{Pm}}{L}$$

$$M = \frac{g}{Pm \times L}$$

$$g = M \times Pm \times L$$

$$g = (0.5 \text{ mol / L}) (136.09 \text{ g / mol}) (0.5 \text{ L})$$

$$g = 34.0225 \text{ g de KH}_2\text{PO}_4 \text{ para preparar 500 mL a 0.5 M}$$

b) Estandarización

Valoración 1 = 17.5 mL de NaOH 0.2 M

Valoración 2 = 17.8 mL de NaOH 0.2 M

Valoración 3 = 17.7 mL de NaOH 0.2 M

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = C_{\text{KH}_2\text{PO}_4} V_{\text{KH}_2\text{PO}_4}$$

$$C_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = \frac{C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{KH}_2\text{PO}_4}}$$

$$C_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = \frac{(0.281 \text{ M}) (17.5 \text{ mL})}{10.0 \text{ mL}}$$

$$C_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = 0.4918 \text{ M}$$

$$C_2 = 0.5002 \text{ M}$$

$$C_3 = 0.4974 \text{ M}$$

$$\bar{C} = \frac{0.4918 + 0.5002 + 0.4979}{3}$$

$$\bar{C} = 0.4966 \text{ M}$$

$$FC = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teórica}}}$$

$$FC = \frac{0.4966}{0.5}$$

$$FC = 0.9932$$

4. Fosfato de Sodio 0.5 M

a) Preparación de 500 mL de solución de Fosfato de Sodio 0.5 M

$$M = \frac{\text{No. de moles}}{L}$$

$$M = \frac{\frac{g}{Pm}}{L}$$

$$M = \frac{g}{Pm \times L}$$

$$g = M \times Pm \times L$$

$$g = (0.5 \text{ mol} / L) (141.96 \text{ g} / \text{mol}) (0.5 \text{ L})$$

$$g = 35.49 \text{ g de Na}_2\text{HPO}_4 \text{ para preparar 500 mL a 0.5 M}$$

b) Estandarización con NaOH 0.2M

Valoración 1 = 20.0 mL de NaOH 0.2 M

Valoración 2 = 19.0 mL de NaOH 0.2 M

Valoración 3 = 19.0 mL de NaOH 0.2 M

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} V_{\text{Na}_2\text{HPO}_4}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = \frac{C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Na}_2\text{HPO}_4}}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = \frac{(0.281 \text{ M})(20.0 \text{ mL})}{10.0 \text{ mL}}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 0.5620 \text{ M}$$

$$C_2 = 0.5339 \text{ M}$$

$$C_3 = 0.5339 \text{ M}$$

$$\bar{C} = \frac{0.5620 + 0.5339 + 0.5339}{3}$$

$$\bar{C} = 0.5433 \text{ M}$$

$$FC = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teórica}}}$$

$$FC = \frac{0.5433}{0.5}$$

$$FC = 1.087$$

5. Acido Bórico 0.2 M

a) Preparación de 500 mL de solución de Acido Bórico 0.2 M

$$M = \frac{g}{P_m \times L}$$

$$g = M \times P_m \times L$$

$$g = (0.2 \text{ mol / L}) (61.83 \text{ g / mol}) (0.5 \text{ L})$$

$$g = 6.183 \text{ g de Acido Cítrico para preparar 500 mL a 0.2 M}$$

b) Estandarización

Valoración 1 = 8.26 mL de Acido Cítrico

Valoración 2 = 8.50 mL de Acido Cítrico

Valoración 3 = 8.26 mL de Acido Cítrico

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{(0.281 \text{ M}) (8.26 \text{ mL})}{10.0 \text{ mL}}$$

$$C_{\text{H}_3\text{BO}_3} = 0.2321 \text{ M}$$

$$C_2 = 0.2389 \text{ M}$$

$$C_3 = 0.2321 \text{ M}$$

$$\bar{C} = \frac{0.2321 + 0.2389 + 0.2321}{3}$$

$$\bar{C} = 0.2344$$

$$FC = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teorica}}}$$

$$FC = \frac{0.2344}{0.2}$$

$$FC = 1.172$$

6. Bicarbonato de Sodio 0.2 M

a) Preparación de 500 mL de solución de Bicarbonato de Sodio 0.2 M

$$M = \frac{g}{Pm \times L}$$

$$g = M \times Pm \times L$$

$$g = (0.2 \text{ mol / L}) (84.0 \text{ g / mol}) (0.5 \text{ L})$$

$$g = 8.4 \text{ g de Bicarbonato de Sodio para preparar 500 mL a 0.2 M}$$

b) Estandarización

Valoración 1 = 7.1 mL de Bicarbonato de Sodio

Valoración 2 = 7.1 mL de Bicarbonato de Sodio

Valoración 3 = 7.2 mL de Bicarbonato de Sodio

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_{\text{NaHCO}_3} = \frac{(0.281 \text{ M}) (7.1 \text{ mL})}{10.0 \text{ mL}}$$

$$C_{\text{NaHCO}_3} = 0.1995 \text{ M}$$

$$C_2 = 0.1995 \text{ M}$$

$$C_3 = 0.2023 \text{ M}$$

$$\bar{C} = \frac{0.1995 + 0.1995 + 0.2023}{3}$$

$$\bar{C} = 0.2004$$

$$FC = \frac{N_{\text{real}}}{N_{\text{teorica}}}$$

$$FC = \frac{0.2004}{0.2}$$

$$FC = 1.002$$

ANEXO N° 8

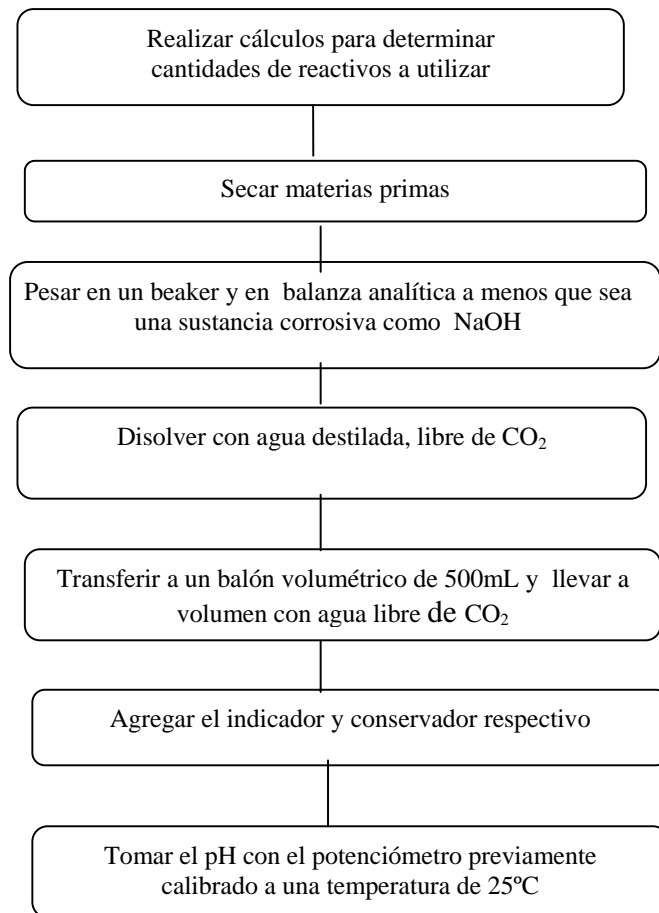


Fig. 49 Procedimiento de preparación de soluciones buffers

ANEXO N° 9

Material y Equipo utilizado en parte experimental

1. Agitador Magnético
2. Balanza Analítica
3. Balanza semianalítica
4. Balones Volumétricos de 100.0 mL y 500.0 mL
5. Baño de maría eléctrico
6. Beaker de 50 mL, 250 mL y 500 mL
7. Buretas de 25.0 mL
8. Gradillas metálicas
9. Hot plate
10. pHmetro
11. Pinzas para bureta
12. Refrigerador
13. Tubos de ensayo

Reactivos

1. Ácido Bórico 100 % ACS
2. Ácido Cítrico 100 % ACS
3. Ácido Clorhídrico 37% p/p ACS
4. Amarillo Titanio 100% ACS
5. Anaranjado de Metilo 100 % ACS
6. Azida de Sodio 100 % ACS
7. Azul Bromotimol 100 % ACS
8. Azul timol 100 % ACS
9. Bicarbonato de Sodio 100% ACS
10. Biftalato de Potasio 100 % ACS
11. Carbonato de Sodio 100 % ACS
12. Dicromato de Potasio 100 % ACS
13. Eosina Amarillenta 100 % ACS
14. Fenolftaleina 100 % ACS
15. Formaldehído 37% ACS
16. Fosfato de Potasio monobásico 100 % ACS
17. Fosfato de Sodio Dibásico 100 % ACS
18. Hidróxido de Amonio 100 % ACS
19. Hidróxido de Sodio 100 % ACS
20. Nitrato de Plata 100 % ACS

21. Purpura de Bromocresol 100 % ACS
22. Rojo Clorofenol 100 % ACS
23. Rojo Congo 100 % ACS
24. Rojo Fenol 100 % ACS
25. Sal Sodica de Rojo de Metilo 100 % ACS
26. Timolftaleina 100 % ACS
27. Verde de Bromocresol 100 % ACS
28. Verde de Malaquita. 100 % ACS

ANEXO N° 10



Fig. 50 El medidor de pH digital modelo WTW pH 320

ANEXO N° 11

Medición de pH y Redox

Resumen de los modos de medición:



Funciones especiales:

Selección de la resolución del pH: Si Ud. presiona la tecla **<M>**, manteniendo oprimida la tecla **<RUN/ENTER>**, la resolución cambia de 0,01 a 0,001.

AutoRead (de deriva): La función AutoRead verifica la estabilidad de la señal de medición (excepto al medir el potencial Redox). Activar la función AutoRead con **<AR>**. Para iniciar la medición AutoRead, presionar **<RUN/ENTER>**. Durante la medición AutoRead la indicación **AR** parpadea intermitentemente, hasta que la señal medida se estabiliza. La medición con AutoRead puede ser interrumpida en todo momento mediante **<RUN/ENTER>**, siendo registrado el valor actual.

Medición de la temperatura durante mediciones del valor pH: Se pueden emplear sondas de medición con y sin sensores térmicos. El instrumento reconoce el tipo de sensor térmico empleado y conecta automáticamente al modo correcto para la medición de temperatura (indicación **TP**). Ingreso manual de la temperatura: Ajustar la temperatura con **<▲>** **<▼>**.

Calibración

AutoCal TEC: Es una calibración completamente automática de un punto, de punto doble o de punto triple especialmente adaptada a las soluciones tamponadas técnicas de la WTW. El medidor reconoce automáticamente las soluciones tamponadas. Dependiendo de la configuración, el instrumento indica el valor tampón nominal o el potencial actual del sensor en mV.

Soluciones tamponadas válidas (a 25 °C): 2,00 / 4,01 / 7,00 / 10,01



Observación: La calibración con un pH de 10,01 ha sido optimizada para las soluciones tamponadas técnicas de la WTW JEP, J0 Trace y TPL 10 Trace. Otras soluciones tamponadas pueden llevar a una calibración incorrecta. Las soluciones tamponadas correctas las encuentra Ud. en el catálogo de la WTW, o bien, en el Internet.

AutoCal DIN: Similar a la AutoCal TEC, pero adaptada a las soluciones tamponadas según DIN 19266.

Soluciones tamponadas válidas (a 25 °C): 1,679 / 4,006 / 6,865 / 9,180

ConCal: Es la calibración de punto doble con dos soluciones tamponadas (pH 7,0 ± 0,5 y cualquier otra solución tamponada) o bien, una calibración de un punto con una solución tamponada cualquiera, como método rápido.

Evaluación de calibración: El instrumento evalúa automáticamente la calibración después que la misma ha sido llevada a cabo. La asimetría y la pendiente son evaluadas por separado. El valor más malo de cada evaluación es indicado en el display.

| Indicación | Asimetría [mV] | Pendiente [mV/pH] |
|----------------------------------------------------------------------------------|----------------|-----------------------------------|
| | -15 ... +15 | -60,5 ... -58 |
| | -20 ... +20 | -58 ... -57 |
| | -25 ... +25 | -61 ... -60,5 o -57 ... -56 |
| | -30 ... +30 | -62 ... -61 o -56 ... -50 |
| Limpiar la sonda de medición siguiendo las instrucciones de operación del sensor | | |
| | < -30 o > 30 | < -62 o > -50 |
| Calibración inadmisibles | | |



Observación

Si hay conectada una impresora a la interfase, el instrumento imprime automáticamente un registro de calibración después de haber terminado una calibración válida.

Procedimiento AutoCal TEC / AutoCal DIN:

En el siguiente ejemplo se explica la calibración AutoCal TEC. Durante la calibración AutoCal DIN en el display aparece Cal... en lugar de CL... En lo demás, ambos procedimientos son idénticos.



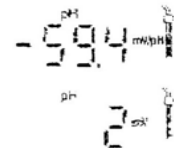
- Conectar la sonda de medición al medidor pH.
- Presionar la tecla <CAL> hasta que aparezca la indicación C11 y la función AutoCal TEC. El símbolo del sensor indica la evaluación de la última calibración (o bien, ningún símbolo cuando está aun configurado de fábrica o después de haber reajado los parámetros de medición).
- Sumergir la sonda de medición del pH en la primera solución tamponada.
- al medir sin sensor de temperatura:
Ingresar la temperatura de la primera solución tamponada con <▲> <▼>.
- Presionar <RUN/ENTER>. La medición AutoRead comienza. En el display aparece el potencial del sensor de medición (mV) o bien, el valor nominal de la solución tamponada. Cuando el valor medido es estable, aparece C12.



Observación

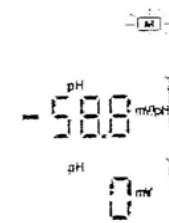
En este momento se puede cancelar la calibración AutoCal TEC mediante <M>. Esto corresponde a una **calibración de un punto**. El instrumento aplica la pendiente Nernst (-59,2 mV/pH a 25 °C) y determina la asimetría de la sonda de medición.

- Para continuar con la **calibración de punto doble** sumergir el sensor de medición del pH en la segunda solución tamponada.
- al medir sin sensor de temperatura:
Ingresar la temperatura de la segunda solución tamponada con <▲> <▼>.
- Presionar <RUN/ENTER>. La medición AutoRead comienza. En el display aparece el potencial del sensor de medición (mV) o bien, el valor nominal de la solución tamponada.
- En el momento en que el valor medido se estabiliza, el instrumento indica la pendiente y la evaluación de la calibración de punto doble.
- Presionar <RUN/ENTER>. El instrumento indica el valor de la asimetría.



Observación

En este momento se puede cancelar la calibración AutoCal TEC mediante <M>. Esto corresponde a una **calibración de punto doble**.



- Para continuar con la **calibración de punto triple** sumergir el sensor de medición del pH en la tercera solución tamponada.
- al medir sin sensor de temperatura:
Ingresar la temperatura de la tercera solución tamponada con <▲> <▼>.
- Presionar <RUN/ENTER>. La medición AutoRead comienza. En el display aparece el potencial del sensor de medición (mV) o bien, el valor nominal de la solución tamponada.
- En el momento en que el valor medido se estabiliza, el instrumento indica la pendiente y la evaluación de la calibración de punto triple.
- Presionar <RUN/ENTER>. El instrumento indica el valor de la asimetría.
- Con <M> cambiar al modo de medición.

Procedimiento ConCal:



- Conectar la sonda de medición al medidor pH.
- Presionar la tecla <CAL> repetidas veces, hasta que aparezca la indicación ASY y la función ConCal. El símbolo del sensor indica la evaluación de la última calibración (o bien, ningún símbolo cuando está aún configurado de fábrica o después de haber reajustado los parámetros de medición).



- Sumergir el sensor del pH en la primera solución tamponada (pH 7.0 ± 0,5 en la calibración de punto doble).
- al medir **sin** sensor de temperatura: Manteniendo oprimida la tecla <RUN/ENTER> ingresar la temperatura de la primera solución tamponada con <▲> <▼>.



- Presionar la tecla <RUN/ENTER>. En el display aparece el valor del pH.
- Ajustar el valor medido con <▲> <▼> al valor pH nominal de la solución tamponada (a la temperatura del momento).
- Si el valor medido es estable, presionar la tecla <RUN/ENTER>. En el display aparece el valor de la asimetría.
- Presionar la tecla <RUN/ENTER>. Aparece SLO.

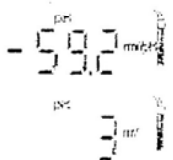


Observación
En este momento se puede cancelar la calibración ConCal mediante <M>. Esto corresponde a una calibración de un punto. El instrumento aplica la pendiente Nernst (-59,2 mV/pH a 25 °C) y determina la asimetría de la sonda de medición.

- Para continuar con la calibración de punto doble sumergir el sensor de medición del pH en la segunda solución tamponada.
- al medir **sin** sensor de temperatura: Manteniendo oprimida la tecla <RUN/ENTER> ingresar la temperatura de la segunda solución tamponada con <▲> <▼>.



- Presionar <RUN/ENTER>.
- Ajustar el valor medido con <▲> <▼> al valor pH nominal de la solución tamponada (a la temperatura del momento).



- Si el valor medido es estable, presionar la tecla <RUN/ENTER>. El instrumento indica el valor de la pendiente y la evaluación de la calibración.
- Presionar <RUN/ENTER>. El instrumento indica el valor de la asimetría.
- Con <M> cambiar al modo de medición.

Archivar en memoria

Archivar manualmente en memoria

Encontrándose en el modo de medición, presionar la tecla <STO> (indicación No. con el número correspondiente a la siguiente posición de almacenamiento libre). A continuación presionar <RUN/ENTER> e ingresar el No. de identificación con <▲> <▼>. Terminar el archivo en memoria con <RUN/ENTER>. El instrumento cambia al modo de medición.

Archivar datos en memoria en forma automática int 1

El instrumento pH 330i/340i dispone de una memoria interna. La capacidad de la memoria alcanza para archivar 500 conjuntos de datos. El intervalo de almacenamiento (int 1) determina el tiempo que transcurre entre dos almacenamientos consecutivos automáticos.

Para ajustar el intervalo de almacenamiento, presionar <STO> manteniendo oprimida la tecla <RUN/ENTER> (indicación int 1) y asignar el intervalo deseado mediante <▲> <▼>. A continuación presionar <RUN/ENTER> e ingresar el No. de identificación con <▲> <▼>. Con <RUN/ENTER> cambiar al modo de medición activado de último. La función para almacenamiento automático está conectada (indicación Auto Store).

Llamar los datos archivados en memoria

Con la tecla <RCL> se pueden llamar de la memoria los datos archivados. Presionando repetidas veces la tecla <RCL> el instrumento le ofrece las siguientes funciones:

- StO dISP Presentar en el display los datos archivados en memoria
- StO SER Transferir los datos archivados a la interfase serial (sólo Oxi 340i)
- CAL dISP Presentar en el display los datos de calibración
- CAL SER Transferir los datos de calibración a la interfase serial (sólo pH 340i)

Iniciar la transferencia de datos con <RUN/ENTER>.

Transferir los datos manualmente

Transferir datos (sólo pH 340i)

Presionar la tecla <RUN/ENTER> encontrándose en el modo de medición. De esta manera Ud. puede iniciar en cualquier momento la transmisión de datos hacia la interfase serial de los valores medidos, independientemente de los intervalos asignados.

Transferencia automática de los datos int 2

El intervalo para la transferencia de datos (int 2) determina el periodo de tiempo entre dos transferencias consecutivas automáticas de datos. Después que ha transcurrido el intervalo asignado, el conjunto actual de datos es transferido a la interfase. Para asignar el intervalo de tiempo entre las transferencias automáticas consecutivas <RCL>, manteniendo oprimida la tecla, presionar <RUN/ENTER> (indicación int 2). A continuación asignar el intervalo con <▲> <▼>.

Configurar



Observación: Desde el menú de configuración en todo momento puede abandonar el menú de configuración en todo momento mediante la tecla <M>. Los parámetros modificados han sido archivados en memoria.

Proceso de configuración/programación (los valores asignados y/o programados de fábrica aparecen en negrita):

● Desconectar el instrumento

● Manteniendo oprimida la tecla <M>, presionar la tecla <0>.

● Fijar la cuota de transmisión (en baud) con <▲> <▼>.

Valores a elección: 1200, 2400, 4800, 9600 Baud.

● Luego, presionar la tecla <RUN/ENTER>.

● Asignar la indicación deseada durante la calibración del pH, mediante <▲> <▼>.

Valores a elección: Valor nominal de la solución tamponada (pH) o bien, potencial actual del sensor de medición (mV).

● Luego, presionar la tecla <RUN/ENTER>.

● Asignar el intervalo de calibración deseado mediante <▲> <▼>.

Valores a elección: 1... 7... 999 d.

● Luego, presionar la tecla <RUN/ENTER>.

● Ajustar la fecha y la hora, paso a paso, con <▲> <▼>. Confirmar cada ingreso presionando la tecla <RUN/ENTER>.

● Al presionar la tecla <RUN/ENTER> por última vez, el instrumento cambia al modo de medición que estaba activo de último.



Reajustar al valor inicial (Reset)

Usted puede inicializar por separado los parámetros de medición y la configuración, es decir, puede reajustar los correspondientes parámetros a los valores iniciales de fábrica.

Los siguientes parámetros de medición pueden ser reajustados al valor inicial de fábrica:

| pH/Redox (pH Int) | |
|-----------------------------------|--------------|
| Modo de medición | pH |
| Pendiente | -59,16 mV/pH |
| asimetría | 0 mV |
| Ingreso manual de la temperatura: | 25 °C |
| Resolución (indicación pH) | 0,01 |

Los siguientes parámetros de configuración (Int) pueden ser reajustados al valor inicial de fábrica:

| | |
|---------------------------------------------------|----------------------------------------|
| Cuota de transmisión (en baud) | 4800 |
| Indicación durante la calibración del pH | Valor nominal de la solución tamponada |
| Intervalo 1 (archivar en memoria automáticamente) | OFF |
| Intervalo 2 (para transferencia de datos) | OFF |

Reajustar el proceso al valor inicial:

- Manteniendo oprimida la tecla <RUN/ENTER>, presionar la tecla <CAL>.
- Para reajustar al valor inicial los parámetros de medición, con <▲> <▼> seleccionar YES y con <RUN/ENTER> confirmar, o bien,
- continuar con los otros parámetros de configuración (Int) con la tecla <RUN/ENTER>, sin inicializar los parámetros.
- Después de los parámetros de configuración Int el instrumento cambia al modo de medición que estaba activo de último.

