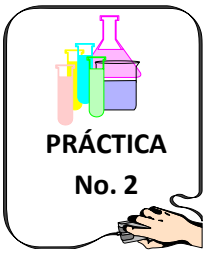
# SOLUCIONES AMORTIGUADORAS E INDICADORES DE pH




## 1. *Discusión general*

### Los extractos naturales en la determinación de pH

A nivel químico, se han sintetizado sustancias orgánicas que al contacto con otras de características ácidas o básicas, reaccionan produciendo coloraciones específicas. Comercialmente se encuentran sustancias que reaccionan produciendo color en rangos de pH específicos, como los relacionados en la tabla 1.

**Tabla 1**. Algunos indicadores con su respectivo rango de viraje y color producido (*Briceño y Rodriguez, 1997*)

| INDICADOR | Rango de pH | Color | |
|---|---|---|---|
| | | Acido | Básico |
| Amarillo de metilo | 2,9 – 4 | Rojo | Amarillo |
| Fenolftaleína | 8 – 10 | Incoloro | Violeta |
| Rojo de metilo | 4,2 – 6,2 | Rojo | Amarillo |
| Rojo de fenol | 6,4 - 8 | Amarillo | Rojo |
| Tornasol | 4,5 – 8 | Rojo | Azul |

Además de los anteriores indicadores, existen otros que nos son usados comercialmente y que se obtienen a partir de materiales vegetales como el repollo morado, los pétalos de rosa y la cúrcuma, aprovechando el cambio de viraje que sufren al contacto con sustancias de carácter ácido o básico. Las sustancias responsables de la variación del color son las antocianinas y curcuminas presentes en los materiales empleados como indicadores.

### ***Antocianinas***

Las antocianinas son un grupo de pigmentos hidrosolubles ampliamente distribuidos en el reino vegetal, cuyo color puede variar del rojo al azul, pasando por una amplia gama de tonalidades. El núcleo principal de las antocianinas son las antocianidinas, constituidas por tres anillos con dobles enlaces conjugados, las cuales son las responsables del color de las antocianinas. Las antocianinas son muy sensibles a las variaciones de pH. En general, adquieren un color rojo en medio ácido y cambian de color a azul oscuro cuando el pH se hace básico, pasando por el color violeta. En la figura 2 se muestra la cianina (su

correspondiente antocianidina se denomina cianidina), una de las antocianinas que aparece más comúnmente en los extractos de vegetales, en su forma ácida y básica.

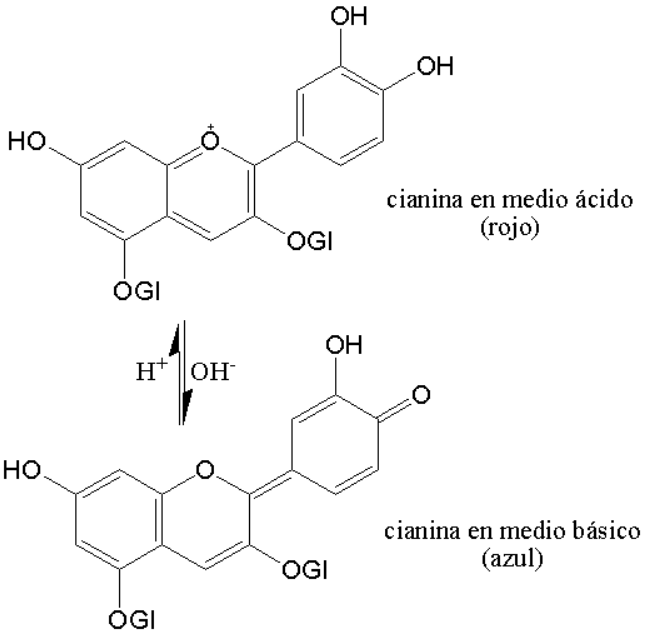



**Figura 1.** Forma ácida y básica de la cianina.

En la tabla 2 se muestran las variaciones de color producidas por la presencia de antocianinas en los extractos de repollo morado (col lombarda), al momento de determinar el pH en sustancias ácidas, básicas o neutras.

**Tabla 2.** Dependencia del color del extracto de repollo con el pH (Heredia, 2006)

| col lombarda | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| color | rojo intenso | rojo violeta | violeta | azul violeta | azul | azul verde | verde azulado | verde | amarillo |
| pH | < 2 | 4 | 6 | 7 | 7.5 | 9 | 10 | 12 | >13 |



**Figura 2.** Repollo morado (col lombarda).

## El papel indicador universal

El indicador universal es una tira de papel impregnada de una mezcla de indicadores que dan como resultado un color preciso para ciertos valores de pH, por lo que se puede medir en una disolución sin más que comparar el color obtenido al añadir un gota de dilución con el de referencia que viene en la caja, como la que se observa en la figura 3.

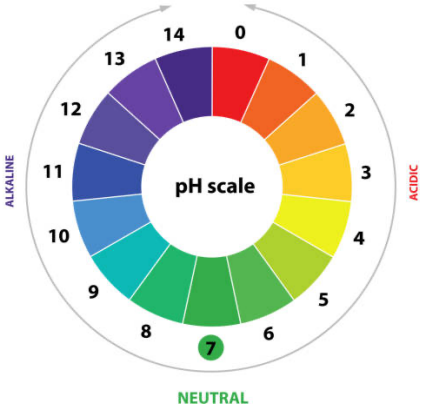



**Figura 3.** Escala indicador universal (Zumdahl, 1992)

## Soluciones amortiguadoras

Una solución amortiguadora (Buffer o tampón) es una solución que resiste el cambio de pH cuando se agrega una pequeña cantidad de ácido o base o cuando se diluye la solución. Una solución amortiguadora consiste en una mezcla de un ácido débil y su base conjugada, y una base débil y su ácido conjugado a concentraciones o relaciones predeterminadas. Es decir, se tiene una mezcla de un ácido débil y su sal o una base débil y su sal.

***2. Materiales y reactivos***

a) *Material de vidrio: un* vaso de precipitados de 100 mL, tres vasos de precipitados de 250 mL, 5 balones aforados de 25 mL, 1 balón aforado de 100 mL, embudo de vidrio, varilla de vidrio, soporte para embudo de vidrio, 20 tubo de ensayo, gradilla para tubos de ensayo, pipeta volumétrica de 5 mL, pipetas graduadas de 5, 10 y 25 mL, pipeta Pasteur, pipeteadores, vidrio de reloj, papel filtro, espátula, cápsula de porcelana.
b) *Equipos:* plancha de calentamiento, balanza analítica.

Cada grupo de trabajo debe llevar: Repollo morado, vinagre blanco, limón, bicarbonato de sodio, 13 frascos muestra de orina, un pitillo.

***3. Reactivos***

a) *Etanol (industrial)*
b) *Ácido fosfórico*
c) *Amoniaco*
d) *Ácido clorhídrico*
e) *Hidróxido de sodio*
f) *Fenolftaleína*
g) *Verde de bromocresol*
h) *Anaranjado de metilo*
i) *Azul de timol.*

**4. *Procedimiento***

**Preparación de indicador natural**

Es importante tener en cuenta que las hojas de repollo morado seleccionados sean los de mayor coloración. En el siguiente esquema (figura 4), se observan con claridad el procedimiento a seguir, para tratar las muestras y obtener el indicador. En primer lugar machacar con un mortero las hojas de col lombarda finamente troceadas con unos 100 ml de alcohol etílico. Luego se filtra el extracto con el embudo y el papel de filtro. De esta forma el extracto que se obtiene no tiene turbidez.

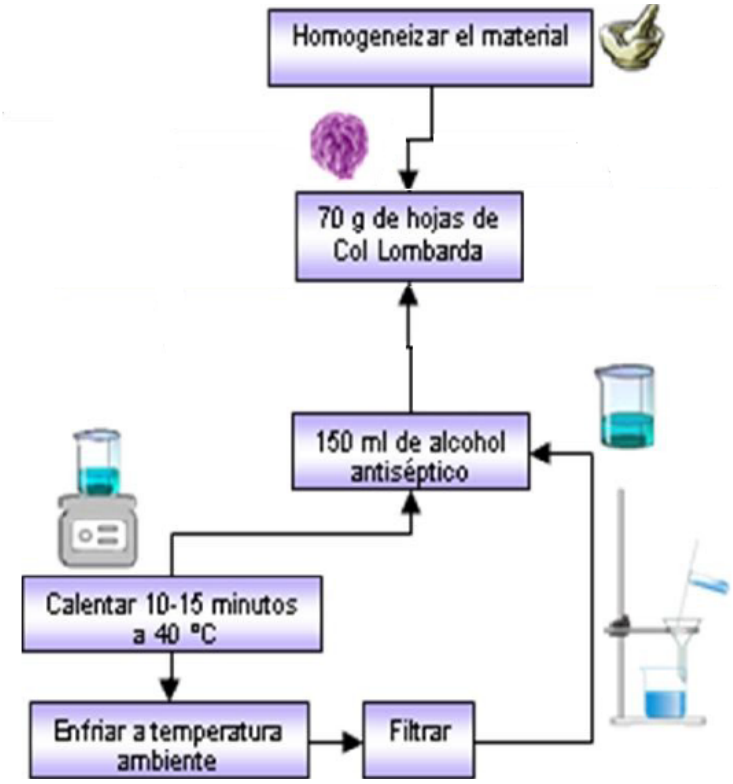



**Figura 4.** Procedimiento para obtención de indicadores en base alcohólica.

Si se reemplazara el alcohol por otro solvente, ¿Qué ocurriría con el indicador?, ¿Qué solvente emplearía y por qué?

**Preparación de soluciones buffer**

Para el desarrollo de ésta práctica, se utilizará la reacción entre el ácido fosfórico y el hidróxido de sodio, ya que con base en las proporciones relativas de ellos, se puede abarcar un espectro de pH que fluctúa entre 1,0 y 14 aproximadamente. El ácido fosfórico es un ácido triprótico, por lo que tiene tres pares ácido-base conjugados:

$H_3PO_4$ / $H_2PO_4^-$ con $pKa_1$ alrededor de 2.14

$H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$ con $pKa_2$ alrededor de 7.20

$HPO_4^{2-}$ / $PO_4^{3-}$ con $pKa_3$ alrededor de 12.67

En la tabla 3 se registran los volúmenes empleados para la elaboración de las soluciones amortiguadoras, que se utilizan en la estandarización del papel indicador. Todas las soluciones se aforan a 25mL.

**Tabla 3.** Soluciones Buffer.

| N° | pH | HCl 2 M | $H_3PO_4$ 2M | NaOH 2M | NaOH 5M | pH calculado | pH medido |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 0,40 | 5 mL | 0 | 0 | 0 | | |
| 2 | 2,14 | 0 | 5 mL | 2,50 mL | 0 | | |
| 3 | 2,62 | 0 | 5 mL | 3,75 mL | 0 | | |
| 4 | 4,67 | 0 | 5 mL | 5,00 mL | 0 | | |
| 5 | 6,72 | 0 | 5 mL | 6,25 mL | 0 | | |
| 6 | 7,20 | 0 | 5 mL | 7,50 mL | 0 | | |
| 7 | 7,68 | 0 | 5 mL | 8,75 mL | 0 | | |
| 8 | 9,76 | 0 | 5 mL | 10,0 mL | 0 | | |
| 9 | 11,82 | 0 | 5 mL | 11,2 mL | 0 | | |
| 10 | 12,32 | 0 | 5 mL | 12,5 mL | 0 | | |
| 11 | 14,0 | 0 | 0 | 0 | 5 mL | | |

Para la determinación del pH de las soluciones de HCl y NaOH listadas en la tabla, utilice la ecuación de Sorensen:

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

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

Ecuación de Sorensen

Para la determinación del pH de las soluciones buffer listadas en la tabla, utilice la ecuación de Henderson-Hasselbalch para los sistemas amortiguadores formados por el ácido fosfórico ($H_3PO_4$) y el hidróxido de sodio (NaOH). Las concentraciones se basan en los moles de las especies después de la reacción, considerando que el volumen final es de 25 mL para todas las soluciones.

$$pH = pKa + \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Ecuación de Henderson-Hasselbalch

Realice los cálculos correspondientes para estimar el pH de las soluciones preparadas. Adicionalmente, use un pH metro para verificar el pH de las soluciones buffer preparadas y regístrelos en la tabla de datos.

**Solución 1 (pH 0,40)**
- Se utilizan 5 mL de HCl 2 M.
- Volumen final = 25 mL

**Solución 2 (pH 2,12)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 2,50 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $H_3PO_4$ / $H_2PO_4^-$ ($pKa_1$ = 2,14).

**Solución 3 (pH 2,60)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 3,75 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $H_3PO_4$ / $H_2PO_4^-$ ($pKa_1$ = 2,14).

**Solución 4 (pH 4,67)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 5,00 mL de NaOH 2 M.
- El pH corresponde al punto isoeléctrico entre $pKa_1$ y $pKa_2$.

**Solución 5 (pH 6,73)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 6,25 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$ ($pKa_2$ = 7,20).

**Solución 6 (pH 7,21)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 7,50 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$ ($pKa_2$ = 7,20).

**Solución 7 (pH 7,69)**
- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 8,75 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$ ($pKa_2$ = 7,20).

**Solución 8 (pH 9,77)**

- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 10,0 mL de NaOH 2 M.
- El pH corresponde al punto isoeléctrico entre $pKa_2$ y $pKa_3$.

**Solución 9 (pH 11,82)**

- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 11,2 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $HPO_4^{2-}$ / $PO_4^{3-}$ ($pKa_3$ = 12,32).

**Solución 10 (pH 12,32)**

- Se utilizan 5 mL de $H_3PO_4$ 2 M y 12,5 mL de NaOH 2 M.
- Sistema buffer: $HPO_4^{2-}$ / $PO_4^{3-}$ ($pKa_3$ = 12,32).

**Solución 11 (pH 14,0)**

- Se utilizan 5 mL de NaOH 5 M.
- Volumen final = 25 mL.

### Estandarización de escala de pH

Sigas las instrucciones a continuación:

- Corte trozos de papel filtro
- Sumerja por completo el papel filtro en un vaso de precipitados que contenga un poco del extracto etanólico del repollo morado.
- Lleve a la estufa el papel de filtro impregnado con la solución anterior y caliente a 35 °C hasta que el papel se seque por completo.
- Cuando el papel este seco, sumerja un trozo diferente en cada una de las soluciones amortiguadoras.
- Deje secar y elabore una escala patrón de pH.

### Aplicación del indicador

Existen varias sustancias ácidas en los productos que usamos habitualmente. Así, por ejemplo, en frutas como limón o naranja encontramos ácido cítrico, en el vinagre tenemos ácido acético, en las baterías de carros, ácido sulfúrico. De igual manera, es frecuente el uso de sustancias básicas en nuestra vida diaria: en fertilizantes y blanqueadores suele encontrase amoniaco, en productos de limpieza hallamos hidróxido de sodio; en los

antiácidos, hidróxido de magnesio, entre otros muchos ejemplos que podríamos enumerar.

**Nota:** En este caso se medirá el pH de las sustancias comunes (jugo de limón, vinagre, bicarbonato de sodio disuelto, amoniaco) depositando una gota de cada una de ellas sobre un trozo de papel indicador.

Adicionalmente, para observar los cambios de color que se producen en los extractos obtenidos al variar el pH, se colocan 3 mL de las soluciones amortiguadoras en 11 tubos de ensayo (una en cada tubo de ensayo, no las mezcle) y adicione 1 mL del extracto del repollo morado. Tome evidencias fotográficas y haga el respectivo análisis.



**Figura 5.** Algunos de los colores que adquiere el extracto de col lombarda al cambiar el pH. El pH de la disolución aumenta hacia la derecha.

Finalmente, evalúe una de las soluciones buffer frente a adiciones de pequeñas cantidades de ácido o base (Observar el comportamiento del pH) y frente a la dilución de la misma. Compare este comportamiento en una de las soluciones que no son buffer (que contienen solo ácido o base).

## *5. Bibliografía*

ACCUM, F. (1836). Recreaciones Químicas o Experimentos curiosos e instructivos. Paris: Librería de Lecointe; Reproducción facsímile (2000). Valencia: Librerías Paris-Valencia.

AENOR (2003). Determinación del contenido de boro. Método espectrofotométrico con curcumina después de destilación. UNE-EN ISO 13900:2003. Madrid: AENOR.

BOE (1996). Real Decreto 2001/1995, de 7 de diciembre, por el que se aprueba la lista positiva de aditivos colorantes autorizados para su uso en la elaboración de productos alimenticios, así como sus condiciones de utilización. BOE 22 de enero de 1996. Madrid: Ministerio de Sanidad y Consumo.

BUENO GARESSE, E. (2004). Aprendiendo química en casa. Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias, 1(1) pp. 45-51. En línea en: http://www.apaceureka.org/revista/Volumen1/Numero_1_1/Vol_1_Num_1.htm.

GARCÍA ALONSO, F. J. (2004). Seguridad en el laboratorio de química. Oviedo: Universidad de Oviedo. Servicio de Publicaciones

GARCIA MOLINA, R. y HEREDIA AVALOS, S. (2004). Experiencias a 1 €. Centro de Profesores y Recursos de Cieza, Murcia; Idem. (2005). Experiencias de laboratorio a 1 €. Centro de Profesores y Recursos de Yecla, Murcia.

JIMÉNEZ LISO, M. R., DE MANUEL TORRES, E., GONZÁLEZ GARCÍA, F. y SALINAS LÓPEZ, F. (2000). La utilización del concepto de pH en la publicidad y su relación con las ideas que manejan los alumnos: aplicaciones en el aula. Enseñanza de la Ciencias, 18 (3), 451-461.

PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). Seguridad en laboratorios químicos. En línea en: http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.pdf.

SCHREINER R., SHAKHASHIRI, B. Z., SHAW, D. B., PERKINS, R. I. y JUERGENS, F. H. (1989). Chemical Demonstrations: A Handbook for teachers of Chemistry. Volumen 3. Wisconsin: The University of Wisconsin Press.

1. **RESPONSABLES DE LA LOGÍSTICA (GRUPO #2)**

**CABINAS:** Bayron Camilo Oicata Bonilla
**REACTIVOS:** Arley Dario Chavarría Carvajal
**MATERIAL**: Evelyn Sofía Rueda Pineda
**BALANZAS:** Arley Dario Chavarría Carvajal
**EQUIPOS:** Bayron Camilo Oicata Bonilla
**MESONES:** Bayron Camilo Oicata Bonilla
**PISO:**GRUPO 2
**POCETAS**: Bayron Camilo Oicata Bonilla