

## 1 Título práctica de laboratorio: DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS

Integrantes: ● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_

Código: ● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_  
● \_\_\_\_\_

## 2 OBJETIVOS

### Generales:

- Reconocer las características físicas y químicas de una disolución amortiguadora a partir de la preparación de una disolución buffer y evaluar sus variaciones de pH al cabo de la adición de ácidos y bases fuertes.

### Específicos:

- Preparar una disolución amortiguadora a un pH determinado a partir de pares conjugados ácido-base.
- Evaluar la capacidad amortiguadora de un buffer después de la adición de un ácido y/o una base fuerte.
- Determinar experimental y teóricamente el pH de una disolución amortiguadora después de la adición de un ácido y/o una base fuerte.

## 3 REFERENTES CONCEPTUALES

### Capacidad amortiguadora

En el "agua pura", o en una disolución acuosa neutra, el pH es 7, indicando que  $[H^+] = 10^{-7} = 0,0000001$ . Al agregar 0,001 mol de  $H^+$  a una disolución neutra se eleva  $[H^+]$  a 0,0010001 ó  $10^{-3}$ , lo cual representa un pH de 3.  $[H^+]$  ha aumentado 10000 veces:  $0,001/0,0000001 = 10^{-3}/10^{-7} = 10^4 = 10000$ . La adición de 0,001 mol de  $OH^-$  a una disolución neutra cambia el pH de 7 a 11 o sea que  $[H^+]$  ha disminuido 10000 veces.

Sin embargo, algunas disoluciones tienen la capacidad de "consumir" ciertas cantidades de iones hidrónio ( $H^+$ ) y de iones hidróxido ( $OH^-$ ) sin experimentar un cambio apreciable en el pH. Estas disoluciones reciben el nombre de disoluciones "*buffer*", *tampón*, *amortiguadoras* o *reguladoras*.

La resistencia al cambio de pH se debe a que las disoluciones amortiguadoras contienen a) una especie ácida que neutraliza la cantidad de iones  $OH^-$  añadidos y b) una especie básica que neutraliza la cantidad de iones  $H^+$  añadidos. Es necesario que estas especies ácida y básica no se consuman una a otra a través de una reacción de neutralización. Estos requisitos son satisfechos por un *par conjugado ácido-base débil*. Así pues, las disoluciones reguladoras consisten en una mezcla de:

- Un ácido débil y la sal de su base conjugada ("*tampón ácido*").
- Una base débil y la sal de su ácido conjugado ("*tampón básico*").

Dos características importantes de un amortiguador son su capacidad y su pH. La *capacidad amortiguadora* es la cantidad de ácido o base que el amortiguador puede neutralizar antes de que el pH comience a cambiar en una medida apreciable. Esta capacidad depende de las cantidades de ácido y base de las que está hecho el amortiguador.

Idealmente, las soluciones buffer deben prepararse de manera que las concentraciones iniciales de las especies conjugadas estén entre 0,05 M y 1,0 M y que la relación entre sus concentraciones ( $[\text{ácido}]/[\text{base}]$ ) esté comprendida entre 0,1 y 1,0.

El *pH del amortiguador* depende de la  $K_a$  del ácido y de las concentraciones relativas de ácido y de la base que constituyen el amortiguador.

Un ejemplo conocido de disolución amortiguadora es la mezcla de ácido acético y acetato de sodio (un ácido débil y la sal de su base conjugada). El equilibrio de este buffer ácido se establece conforme a la siguiente ecuación química:



La constante de disociación para esta disolución amortiguadora en particular es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (\text{Ec. 2})$$

Para demostrar que esta mezcla funciona como disolución amortiguadora, consideremos una disolución que en el equilibrio tiene concentraciones iguales del ácido débil y de la sal de la base conjugada, es decir:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad (\text{Ec. 3})$$

Sustituyendo la Ec. 3 en la Ec. 2 simplifica la ecuación de equilibrio a:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{Ec. 4})$$

$$pK_a = \text{pH} \quad (\text{Ec. 5})$$

Lo cual significa que cuando las concentraciones de el ácido débil y de la sal de la base conjugada son iguales, el pH de la disolución amortiguadora es igual al valor del  $pK_a$ , es decir, 4,74.

### Adición de un ácido fuerte a la disolución amortiguadora.

Si se añade una *pequeña* cantidad de HCl (ácido fuerte) a la disolución buffer, el HCl se ionizará completamente en  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{Cl}^-$ . Los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  añadidos reaccionarán con la base conjugada mediante una reacción de neutralización en donde una *pequeña* cantidad de la base  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  se convierte en su ácido conjugado  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .



Después de la neutralización del  $\text{H}_3\text{O}^+$  añadido, encontramos que en la Ec. 2 la concentración de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ha **aumentado ligeramente**, y la concentración de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ha **disminuido ligeramente**. Es decir, la razón  $[\text{CH}_3\text{COOH}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  es solo *ligeramente mayor* que 1, y  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  **prácticamente no ha cambiado**. Por lo tanto, la disolución amortiguadora no ha experimentado un cambio de pH después de la *pequeña* adición del ácido; el pH se mantiene cercano al valor original de 4,74. El intervalo de pH para el cual un sistema buffer regula adecuadamente es:  $pK_a - 1 < \text{pH} < pK_a + 1$

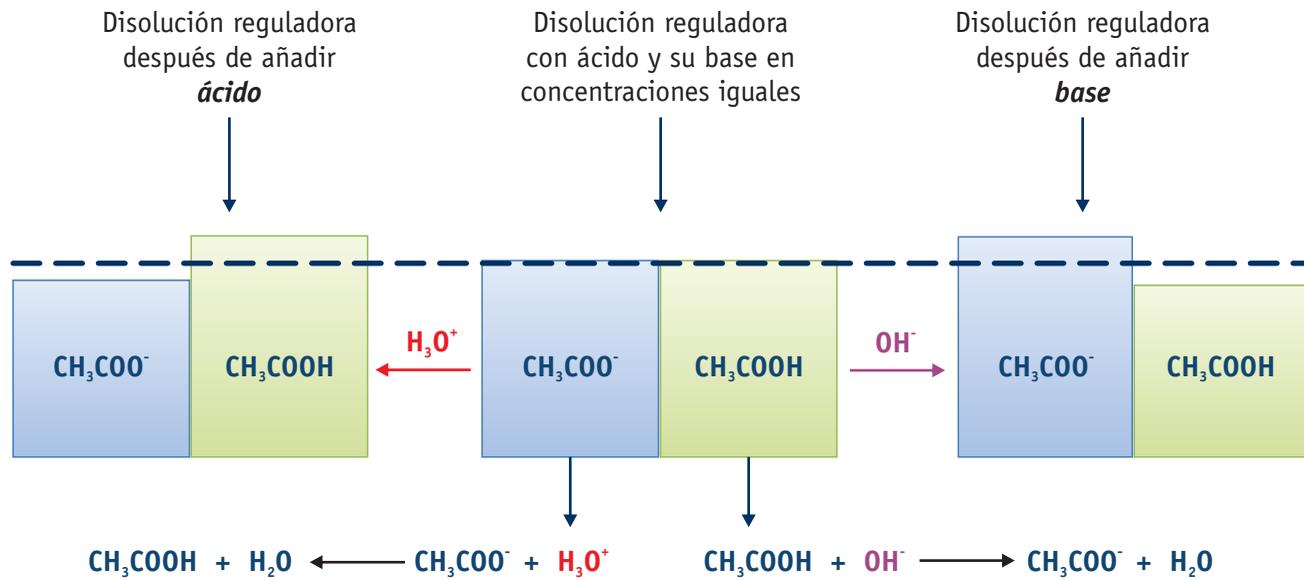
### Adición de una base fuerte a la disolución amortiguadora.

Si se añade una *pequeña* cantidad de NaOH (base fuerte) a la disolución buffer, el NaOH se ionizará completamente en  $\text{OH}^-$  y  $\text{Na}^+$ . Los iones  $\text{OH}^-$  añadidos reaccionarán con el ácido débil mediante una reacción de neutralización en donde una *pequeña* cantidad del ácido  $\text{CH}_3\text{COOH}$  se convierte en su base conjugada  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .



Después de la neutralización del  $\text{OH}^-$  añadido, encontramos que en la Ec. 2 la concentración de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ha **disminuido ligeramente**, y la concentración de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ha **aumentado ligeramente**. Es decir, la razón  $[\text{CH}_3\text{COOH}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  es solo *ligeramente menor* que 1, y  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  **prácticamente no ha cambiado**. Por lo tanto, la disolución amortiguadora no ha experimentado un cambio de pH después de la *pequeña* adición del ácido; el pH se mantiene cercano al valor original de 4,74.

Las variaciones anteriores de concentración del ácido débil y su base conjugada se representan en la siguiente figura:



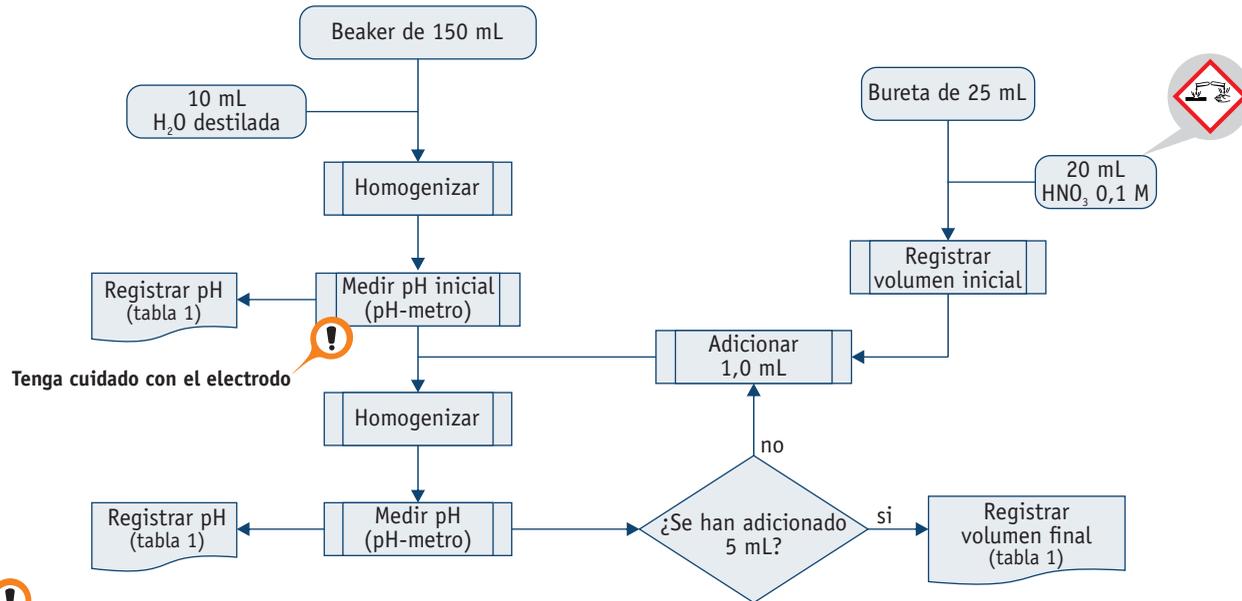




## 6-PROCEDIMIENTO

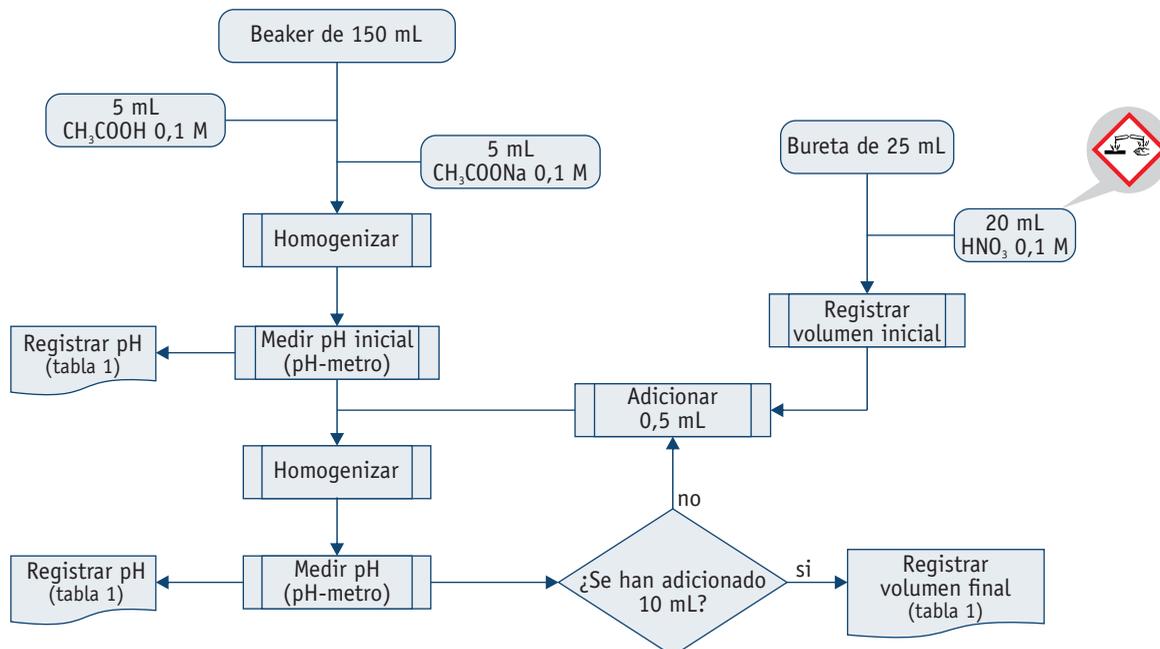
### 1. Adiciones de ácido fuerte a una disolución amortiguadora y al agua.

#### a. Adiciones de un ácido fuerte al agua



Disponga los residuos en el recipiente rotulado como "Disoluciones ácidas"

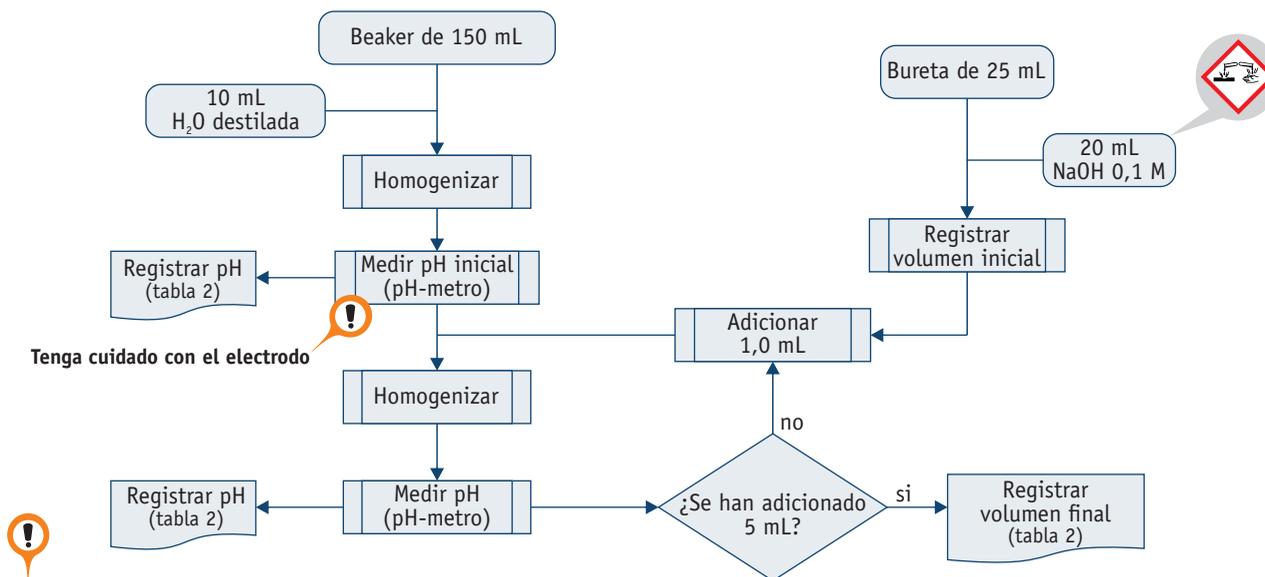
#### b. Adiciones de un ácido fuerte a una disolución amortiguadora



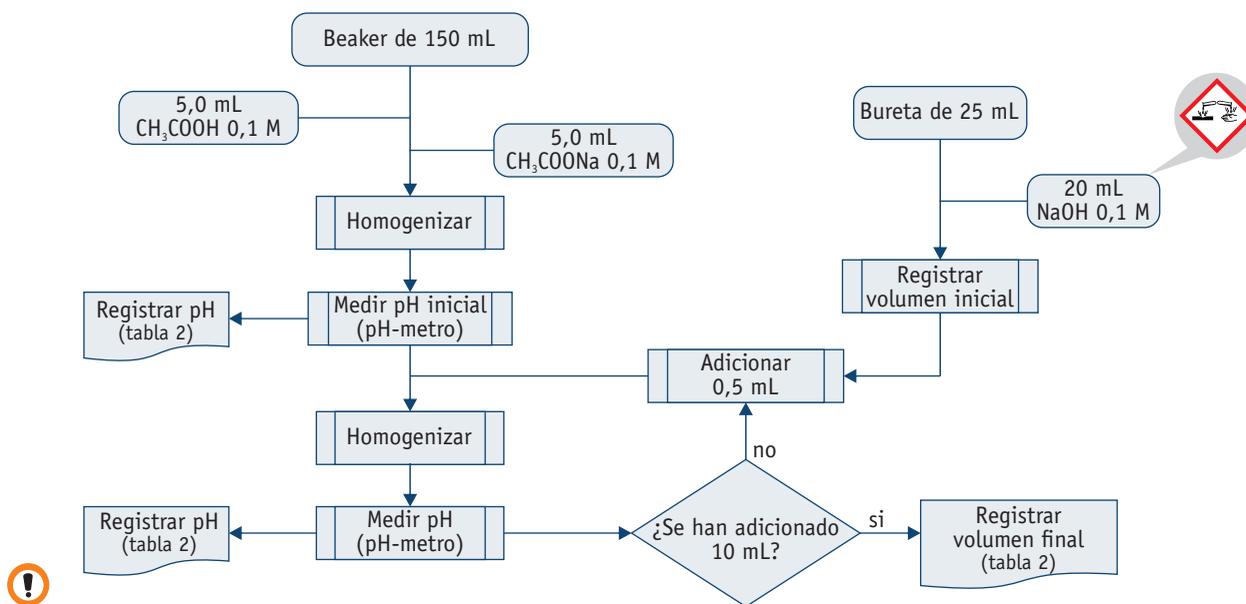
Disponga los residuos en el recipiente rotulado como "Disoluciones ácidas"

## 2. Adiciones de base fuerte a una disolución amortiguadora y al agua.

### a. Adiciones de una base fuerte al agua



### b. Adiciones de una base fuerte a una disolución amortiguadora



## 7 BIBLIOGRAFÍA

- Horton H, Moran L, Scrimgeour K, Perry M, Rawn J. Principios de Bioquímica. 4a Ed. México: Pearson Education; 2008.
- Timberlake K. Química. Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica. 10a Ed. Madrid: Pearson Education; 2011.



