

1-Título de la práctica de laboratorio: DISOLUCIONES FISIO-REGULADORAS

2-OBJETIVOS

Generales:

- Determinar la función amortiguadora de disoluciones fisio-reguladoras por medio de reacciones ácido-base

Específicos:

- Evaluar la capacidad amortiguadora de un antiácido después de la adición de un ácido fuerte y una base fuerte.
- Determinar experimental y teóricamente el pH de las disoluciones amortiguadoras, para entender como resisten cambios de pH por la adición de disoluciones ácidas o básicas.
- Afianzar los conocimientos adquiridos en el salón de clase referentes al equilibrio ácido-base y a las características principales de las disoluciones amortiguadoras.

3-REFERENTES CONCEPTUALES

Una disolución amortiguadora, también llamada disolución tampón o buffer, es una disolución de, usualmente, un ácido débil y su base conjugada, o menos común, una base débil con su ácido conjugado. Una disolución amortiguadora resiste cambios en la concentración de los iones hidronio (H_3O^+) e hidróxido (OH^-) (y por lo tanto el valor de pH) cuando la disolución es diluida o cuando pequeñas cantidades de un ácido o una base son adicionadas a ésta (Figura 1). La resistencia de una disolución amortiguadora (también llamada capacidad amortiguadora) al cambio de pH se basa en el principio de Le-Chatelier y en el efecto del ion común.^{1,3}

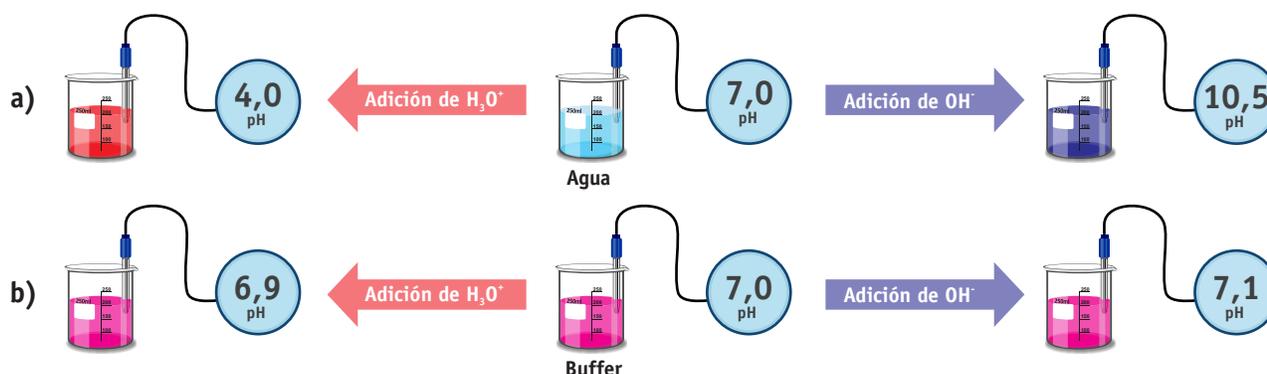


Figura 1: Efecto en el valor de pH al adicionar un ácido o una base en una solución a) no amortiguadora, b) solución amortiguadora.³

Un ejemplo común de una solución amortiguadora es una solución de ácido acético (ácido débil) y de acetato de sodio (su base conjugada). En disolución el ácido acético alcanza el equilibrio mostrado en la siguiente ecuación:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \quad (Ec. 2)$$



El ácido acético, por ser un ácido débil ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) no se disocia completamente en disolución como si lo hace un ácido fuerte como el ácido clorhídrico. Por ejemplo, en una disolución de ácido acético 1,0 M, solamente el 0,4 % de las moléculas de ácido acético se disocian en el ion hidronio e iones acetato, quedando la mayoría del ácido acético en su forma molecular (Figura 2).

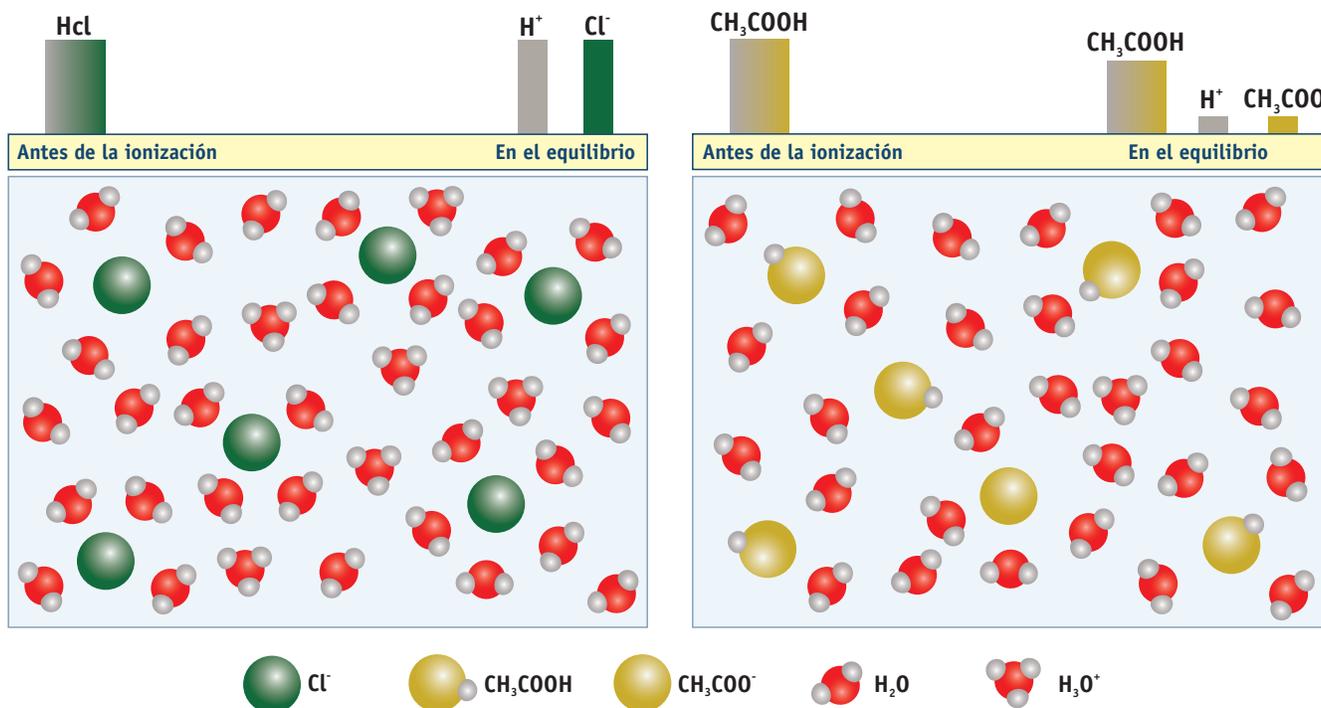


Figura 2: Diferencia entre un ácido fuerte que se disocia completamente y un ácido débil que se disocia parcialmente.²

Consideremos que pasa si se adiciona una pequeña cantidad de un ácido fuerte o una base fuerte a una disolución amortiguadora (Figura 1). Se podría esperar un cambio grande en el pH de la solución. Sin embargo, si se adiciona HCl (un ácido fuerte) a la disolución amortiguadora de acetato/ácido acético, los iones hidronio producidos por la disociación completa del HCl reaccionan con los iones acetato para formar ácido acético (no disociado), de acuerdo al principio de Le-Chatelier, el equilibrio se desplazaría a la izquierda, reduciendo la concentración de iones hidronio y acetato, e incrementando la concentración del ácido acético molecular en la solución (Ecuación 3).^{1,3}



Si la disolución amortiguadora contiene la misma cantidad de ácido acético y de acetato de sodio, se puede asumir que el acetato está completamente disociado y que la disociación del ácido es despreciable (ya que la alta concentración de iones acetato provenientes de la disociación de la sal hace que el equilibrio de la disociación del ácido se desplace hacia la izquierda). En este sentido, se puede asumir que las concentraciones de CH₃COOH y CH₃COO⁻ son esencialmente idénticas, y la ecuación 2 del equilibrio quedaría expresada como sigue.

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

Lo cual significa que el pH de la solución amortiguadora es prácticamente igual al valor del pK_a.



En el equilibrio cambia el número efectivo de moles de ácido acético y de iones acetato, las cuales pueden ser calculadas de la siguiente manera:

$$\text{Moles finales de } \text{CH}_3\text{COO}^- = \text{moles iniciales de } \text{CH}_3\text{COO}^- - \text{moles iniciales de HCl} \quad (\text{Ec. 5})$$

$$\text{Moles finales de } \text{CH}_3\text{COOH} = \text{moles iniciales de } \text{CH}_3\text{COOH} + \text{moles iniciales de HCl} \quad (\text{Ec. 6})$$

De otro lado, si se adiciona hidróxido de sodio (base fuerte) a la solución amortiguadora, el NaOH se ioniza completamente en solución, generando iones hidróxido (OH⁻) e iones sodio (Na⁺).



De acuerdo al principio de Le-Chatelier, el incremento de los iones hidróxido obliga a que el equilibrio del ácido acético se desplace hacia la derecha, disminuyendo la concentración de iones hidróxido e incrementando la concentración de iones acetato.



Para este caso en el equilibrio cambia el número efectivo de moles de ácido acético y de iones acetato, las cuales pueden ser calculadas de la siguiente manera:

$$\text{Moles finales de } \text{CH}_3\text{COO}^- = \text{moles iniciales de } \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{moles iniciales de NaOH} \quad (\text{Ec. 9})$$

$$\text{Moles finales de } \text{CH}_3\text{COOH} = \text{moles iniciales de } \text{CH}_3\text{COOH} - \text{moles iniciales de NaOH} \quad (\text{Ec. 10})$$

En cualquier caso, después de calcular el número de moles de ácido acético y de iones acetato, se puede calcular el volumen final de la solución para determinar la concentración de cada uno de ellos y colocar esos valores en la ecuación de Henderson-Hasselbalch para determinar el valor del nuevo pH.^{1,4}

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (\text{Ec. 11})$$

En esta práctica de laboratorio, se preparan varias disoluciones amortiguadoras y se examinará el efecto en el valor del pH al adicionar un ácido fuerte y una base fuerte a la solución preparada.

En general, lo que ocurre posterior a la adición del ácido o de la base se resume como se muestra en la figura 3.

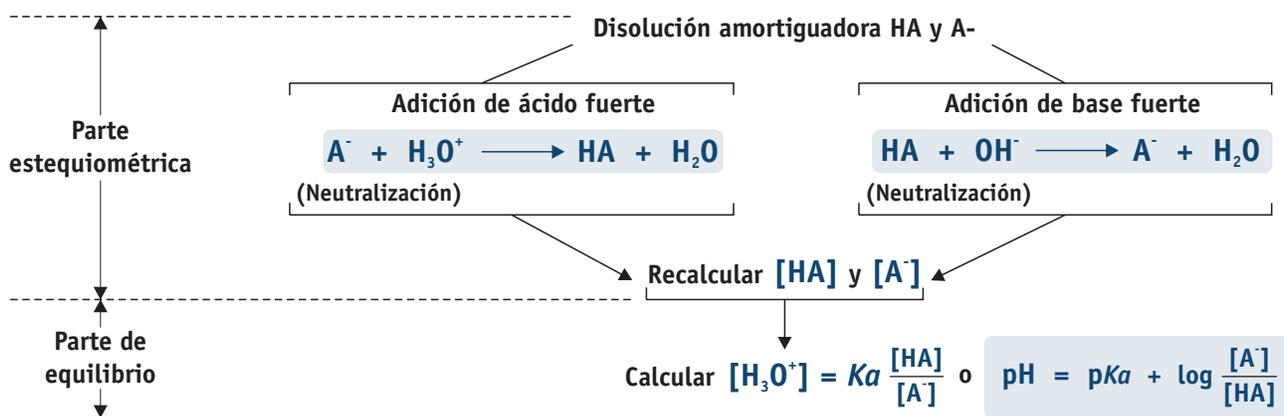


Figura 3: Adición de un ácido o una base a un sistema amortiguador y cálculo de pH.



4 MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS

Materiales y equipos

- | | |
|-----------------------------|------------------------|
| 1. Soporte universal. | 2. Probeta de 100 mL. |
| 1. Pinzas para Bureta. | 1. Beaker de 100 mL. |
| 1. Bureta de 25 mL. | 2. Agitador de vidrio. |
| 4. Beaker de 150 mL. | 1. Pipeteador. |
| 2. Pipeta aforada de 10 mL. | 1. pH-metro. |
| 1. Beaker de 250 mL. | |

Reactivos

- 150 mL HNO₃ 0,1 M
150 mL NaOH 0,1 M
20 mL CH₃COOH 0,2 M
20 mL CH₃COONa 0,2

Materiales que debe traer el estudiante

- Elementos de bioseguridad (Bata, guantes de nitrilo, monogafas).
- Toallas absorbentes, Calculadora y un Sharpie.
- 2 Alka- seltzer y/o sal de frutas.

5 PROCEDIMIENTO

1. Preparación de la disolución amortiguadora de antiácidos.

- En un beaker de 250 mL verter 40 mL de agua destilada y disolver una tableta de Alka-Seltzer (ó un sobre de sal de frutas). Completar a 60 mL con ayuda de una probeta.
- Adicionar 20 mL de la disolución anterior en un beaker de 150 mL.
- Use el pH-metro para medir el pH de la disolución y registre el valor observado en línea A en la segunda y cuarta columna de la tabla de resultados.
- A un segundo beaker de 150 mL adicionar 20 mL de agua destilada. Mida el pH y registre el valor observado en la línea A en la tercera y quinta columna de la tabla de resultados.

2. Determinación de la capacidad amortiguadora de antiácidos (Alka-Seltzer o sal de frutas).

- Con la ayuda de una bureta transfiera 1,0 mL de NaOH 0,1 M a la disolución del Alka-Seltzer y 3,0 mL de NaOH 0,1 M al agua destilada. Agite las disoluciones y mida el valor de pH para cada una de ellas. Registre el valor del pH de la primera disolución en la línea B de la segunda columna; y el pH de la segunda disolución en la línea B de la tercera columna en la tabla de datos.
- Repita los pasos anteriores adicionando NaOH a cada una de las disoluciones (disolución de Alka-Seltzer y agua destilada) hasta alcanzar un volumen total de 24,0 mL o hasta que el pH cambie más de 3 unidades de una adición a otra. Registre en la tabla de datos los valores observados de pH después de cada adición.
- Repetir el procedimiento adicionando HNO₃ 0,1 M en lugar de NaOH.

Complete la tabla de datos según los valores de pH tomados.

Línea	Acido/Base Adicionado (mL)	Antiácido + NaOH (pH)	Agua + NaOH (pH)	Antiácido + HNO ₃ (pH)	Agua+HNO ₃ (pH)
A	0,00				
B	1,00				
C	2,00				
D	3,00				
E	4,00				
F	5,00				
G	6,00				
H	7,00				
I	8,00				
J	9,00				
K	10,00				
L	11,00				

Línea	Acido/Base Adicionado (mL)	Antiácido + NaOH (pH)	Agua + NaOH (pH)	Antiácido + HNO ₃ (pH)	Agua+HNO ₃ (pH)
M	12,00				
N	13,00				
O	14,00				
P	15,00				
Q	16,00				
R	17,00				
S	18,00				
T	19,00				
U	20,00				
V	21,00				
W	22,00				
X	23,00				



3. Preparación de una disolución amortiguadora - Ácido acético/Acetato.

- En un beaker de 150 mL adicione 10 mL de CH_3COOH 0,2 M y luego 10 mL de CH_3COONa 0,2 M.
- Homogenizar y medir y registrar el pH inicial.

4. Determinación de la capacidad amortiguadora.

- Con la ayuda de una bureta transfiera 1,0 mL de NaOH 0,1 M a la disolución amortiguadora del punto anterior. Agite la disolución y mida el valor de pH.
- Repita el paso anterior adicionando NaOH hasta alcanzar un volumen total de 24,0 mL o hasta que el pH cambie más de 3 unidades de una adición a otra. Registre en la tabla de datos los valores observados de pH después de cada adición.
- Repetir el procedimiento adicionando HNO_3 0,1 M en lugar de NaOH.

Complete la tabla de datos según los valores de pH tomados.

Línea	Acido/Base Adicionado (mL)	Amortiguador + NaOH (pH)	Amortiguador + HNO_3 (pH)
A	0,00		
B	1,00		
C	2,00		
D	3,00		
E	4,00		
F	5,00		
G	6,00		
H	7,00		
I	8,00		
J	9,00		
K	10,00		
L	11,00		

Línea	Acido/Base Adicionado (mL)	Amortiguador + NaOH (pH)	Amortiguador + HNO_3 (pH)
M	12,00		
N	13,00		
O	14,00		
P	15,00		
Q	16,00		
R	17,00		
S	18,00		
T	19,00		
U	20,00		
V	21,00		
W	22,00		
X	23,00		

6 Preguntas de profundización

Para entregar resueltas en el pre-informe

1. Consulte sobre la función del pH en el organismo.
2. ¿Cuáles son los principales antiácidos comerciales? ¿Cuál es su composición?
3. Escriba las reacciones (balanceadas) que suceden entre el ácido gástrico y cada una de las siguientes sustancias antiácidas:
 - NaHCO_3
 - Na_2CO_3
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - $\text{AlNa}(\text{OH})_2(\text{CO}_3)$
4. ¿Por qué se producen las sensaciones de "reflujo"?
5. Algunas personas con elevada presión sanguínea deben restringir la ingesta de sodio. ¿Qué antiácido comercial le recomendaría?
6. Calcule el pH de un estómago que contiene aproximadamente 100 mL de HCl 0,1M.



7. Se preparan 300 mL de una disolución reguladora que es 0,250 M en CH_3COOH y 0,560 M en CH_3COONa . Realice los siguientes cálculos:
- El pH inicial de la disolución.
 - El pH de la disolución después de agregar 10 mL de disolución de HCl 0,6 M.
 - El pH de la disolución después de agregar 10 mL de disolución de NaOH 0,6 M.

Para entregar en el informe

- Grafique la cantidad de HNO_3 y NaOH (eje X) contra el valor de pH (eje Y) de la disolución del antiácido (**procedimiento 1 y 2**) (En una misma gráfica). ¿La disolución del antiácido actúa como un sistema amortiguador? Si es así, ¿en qué punto la disolución del antiácido comienza a perder efectividad en su capacidad de mantener el pH? ¿Por qué?
- Grafique la cantidad de HNO_3 y NaOH (eje X) contra el valor de pH (eje Y) de la disolución amortiguadora ácido acético/acetato (**procedimiento 3 y 4**) (En una misma gráfica). ¿La disolución de ácido acético/acetato actúa como un sistema amortiguador? Si es así, ¿en qué punto la disolución amortiguadora comienza a perder efectividad en su capacidad de mantener el pH? ¿Por qué?
- Explique mediante cálculos matemáticos y reacción química los cambios de pH observados al adicionar el HNO_3 y el NaOH a la disolución amortiguadora de ácido acético/acetato.
- ¿A qué se hace referencia con el término “capacidad amortiguadora” y como a partir de los datos obtenidos podría calcularse?
- Se tiene una solución de ácido acético 0,5 M y una solución de acetato de sodio de igual concentración. Se desea preparar 100 mL de una solución amortiguadora de pH 5,0 para calibrar un pH-metro. Calcular las cantidades de la solución de ácido acético y de acetato de sodio que deben mezclarse para preparar esta solución amortiguadora.
- Consultar los principales amortiguadores fisiológicos. Explicar cómo funcionan y por qué son tan importantes
- Realice los cálculos siguientes:
 - Preparar un litro de buffer 0,05 M de acetato de sodio y 1,00 M de ácido acético.
 - ¿Cuál es el pH inicial del buffer?
 - ¿Cuál es el pH cuando se adicionan a 20 mL del buffer inicial 30 mL de agua?
 - ¿Cuál es el pH cuando se le adiciona a 15 mL del buffer inicial 1,00 mL de HNO_3 0,10 M?
 - ¿Cuál es el pH cuando se le adiciona a 15 mL del buffer inicial 1,00 mL de NaOH 0,15 M?

7 BIBLIOGRAFÍA

- Christian, G.; Química Analítica 6ª Ed., Traducido en México, McGraw-Hill/Interamericana editores. 2009. p. 234-253
- Chang, R. (2006). Principios esenciales de química general, Raymond Chang.
- Timberlake, K. C.; General, Organic, and Biological Chemistry: Structures of Life”. 11a. Ed., United States, Prentice Hall. 2010. P. 286-313
- Pratt, Ch., Cornely, K.; Bioquímica. 2nd. Ed., Traducido en México, Manual Moderno. 2012. p. 24-40