

PRÁCTICA-5

ESTUDIO DE LA CAPACIDAD AMORTIGUADORA DE DISOLUCIONES REGULADORAS

FUNDAMENTO DE LA PRÁCTICA

En esta experiencia prepararemos una disolución reguladora, determinaremos su pH y analizaremos su capacidad amortiguadora, midiendo la variación de pH que experimenta dicha disolución al adicionarle pequeñas cantidades de un ácido fuerte y de una base fuerte.

Una disolución reguladora, también llamada amortiguadora o disolución tampón, es aquella en la que el pH permanece relativamente constante cuando se le agregan pequeñas cantidades de un ácido o una base fuertes. Las disoluciones reguladoras tienen dos componentes y están formadas por:

- Un ácido débil (HA) y una sal de este ácido que contenga su base conjugada (A^-). Un ejemplo de tampón ácido es una disolución con concentraciones similares de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio ($NaCH_3COO$).
- Una base débil (B) y una sal de esta base que contenga su ácido conjugado (BH^+). Un ejemplo de tampón básico es una disolución con concentraciones similares de amoníaco, NH_3 , y cloruro de amonio, NH_4Cl .

La especie ácida de la disolución reguladora se denomina “*reserva ácida*” mientras que la parte básica de la disolución reguladora se denomina “*reserva básica o alcalina*”. La capacidad amortiguadora depende de la cantidad (concentración) de reserva ácida y básica que tenga la disolución reguladora.

MATERIAL Y REACTIVOS

Material	Reactivos
8 tubos de ensayo	Ácido acético, 1 M
Gradilla	Acetato de sodio, 1 M
Pipetas Pasteur (cuentagotas)	Hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M
Varilla de vidrio	Ácido clorhídrico, HCl, 0,1 M
12 trocitos de papel indicador de, aproximadamente, 5 mmx5 mm	Fenolftaleína
	Anaranjado de metilo

MÉTODO EXPERIMENTAL

Preparar, en un vaso de precipitados limpio, una disolución reguladora de HAc/NaAc, mezclando 10 mL de una disolución de NaAc 1 M, con 10 mL de una disolución de HAc 1 M.

A continuación tomar 8 tubos de ensayo bien limpios y formar cuatro parejas según se muestra en el esquema dibujado más abajo.

- (a) Adicionar 4 mL de la disolución reguladora preparada a cada uno de los tubos 1 a 4.
- (b) Adicionar 4 mL de agua a los tubos 5 a 8.
- (c) Añadir dos gotas de fenolftaleína a cada uno de los tubos 1, 2, 5 y 6.
- (d) Añadir dos gotas de anaranjado de metilo a cada uno de los tubos 3, 4, 7 y 8.

Anotar del color que presenta cada disolución y determinar el pH con papel indicador¹

- (e) A continuación, añadir 1 mL de HCl 0,1 M en cada uno de los tubos 1, 3, 5 y 7.
- (f) Finalmente, añadir 1 mL de NaOH 0,1 M en cada uno de los tubos 2, 4, 6 y 8.

Anotar los cambios de color, si los ha habido, y determinar el nuevo pH, con papel indicador

1 mL HCl(ac) ↓	1 mL NaOH(ac) ↓	1 mL HCl(ac) ↓	1 mL NaOH(ac) ↓
(1) Disolución tampón Fenolftaleína	(2) Disolución tampón Fenolftaleína	(3) Disolución tampón Anaranjado de metilo	(4) Disolución tampón Anaranjado de metilo
(5) H ₂ O Fenolftaleína	(6) H ₂ O Fenolftaleína	(7) H ₂ O Anaranjado de metilo	(8) H ₂ O Anaranjado de metilo

Responda a las cuestiones indicadas al final de la práctica.

¹ Ver tabla de indicadores en el anexo

Número de mesa:

APELLIDOS: _____ NOMBRE: _____

1.- Complete el siguiente cuadro.

Tubo	Contenido	Indicador	Color disolución	pH	Reactivo añadido	Color disolución	pH
1	Tampón	Fenolftaleína			HCl		
2	Tampón	Fenolftaleína			NaOH		
3	Tampón	Anar. Metilo			HCl		
4	Tampón	Anar. Metilo			NaOH		
5	H ₂ O	Fenolftaleína			HCl		
6	H ₂ O	Fenolftaleína			NaOH		
7	H ₂ O	Anar. Metilo			HCl		
8	H ₂ O	Anar. Metilo			NaOH		

2.- Calcule, de manera teórica, el pH de la disolución reguladora utilizada y compare el resultado con los obtenidos experimentalmente. $K_a(\text{HAc}) = 1,8 \times 10^{-5}$.

3.- Determine, de manera teórica, el pH de los tubos 5 y 6 y compare el resultado con los obtenidos experimentalmente.

4.- Escriba, los procesos ácido-base que tienen lugar en los tubos 1, 3, 5 y 7, y explique el por qué de cada uno de los valores de pH observados.

tubos	Equilibrio ácido-base
1 y 3	
5 y 7	

5.- Escriba, los procesos ácido-base que tienen lugar en los tubos 2, 4, 6 y 8, y explique el por qué de cada uno de los valores de pH observados.

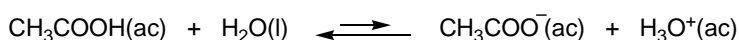
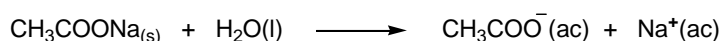
tubos	Equilibrio ácido-base
2 y 4	
6 y 8	

FUNDAMENTO TEÓRICO

Una **disolución reguladora**, amortiguadora o tampón está formada por un ácido débil y una sal que contenga su base conjugada, o bien por una base débil y una sal que contenga su ácido conjugado. Ambos componentes deben estar presentes.

La disolución reguladora tiene la capacidad de resistir los cambios de pH cuando se adicionan pequeñas cantidades de un ácido o de una base fuertes. Una disolución amortiguadora debe contener una concentración relativamente grande de ácido para reaccionar con los iones hidroxilo que se le añadan; y también debe contener una concentración semejante de base para neutralizar los iones hidronio que se le añadan. La cantidad de ácido o base que se puede agregar a una disolución amortiguadora antes de cambiar de forma significativa su pH se denomina **capacidad amortiguadora**.

En una disolución reguladora que contiene ácido acético y acetato de sodio, ambas especies se disocian para dar iones acetato (ión común). El acetato de sodio es un electrolito fuerte, y **se disocia por completo** en disolución, mientras que el ácido acético es un ácido débil, y se disocia sólo en parte.



De acuerdo con el principio de Le Châtelier la adición de iones acetato, provenientes del acetato de sodio, disminuye la disociación del CH_3COOH (efecto de ión común). Por ello, puede considerarse que:

- La concentración del anión acetato en el equilibrio, es prácticamente igual a la concentración inicial de la sal: $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_k \approx [\text{sal}]_o$
- Por la misma razón, la concentración de CH_3COOH en el equilibrio es prácticamente igual a la adicionada inicialmente: $[\text{CH}_3\text{COOH}]_k \approx [\text{ácido}]_o$

Por consiguiente se puede establecer que:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \approx \frac{[\text{sal}]_o[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_o}$$

De donde,

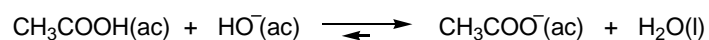
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_o}{[\text{sal}]_o}; \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{sal}]_o}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_o}$$

Se observa que el pH depende de la relación de concentraciones de la sal y del ácido y, por consiguiente, no ha de variar con la dilución, porque la citada relación permanecerá invariable entre ciertos límites.

Si a esta disolución reguladora se le añade una pequeña cantidad de ácido, aunque éste sea fuerte, la base conjugada de la disolución reguladora (iones CH_3COO^-) consumirá los iones H_3O^+ procedentes del ácido de acuerdo con el equilibrio:



Si, por el contrario, se adiciona una base, la reserva ácida de la disolución reguladora (ácido acético) neutralizará los iones HO^- procedentes de la base según el siguiente equilibrio:



Estas reservas básicas y ácidas constituyen el fundamento del poder amortiguador de las disoluciones tampón. La capacidad amortiguadora depende de la cantidad de ácido y de base conjugada que tenga la disolución.

Algunas disoluciones reguladoras comunes son:

- ácido acético/ión acetato (sal de sodio o potasio), $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac})$
- ácido fluorhídrico/ión fluoruro (sal de sodio o potasio), $\text{HF}(\text{ac})/\text{F}^-(\text{ac})$
- cloruro de amonio/amoniaco, $\text{NH}_4^+(\text{ac})/\text{NH}_3(\text{ac})$
- ácido láctico/ión lactato (sal de sodio o potasio), $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}(\text{ac})/\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{ac})$