

UNIDAD 9: EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

Comisión No.: 174

Turno de laboratorio: L8

Integrantes: Leandro Carreira, Christopher Mendoza

OBJETIVOS:

- Aplicar los conceptos adquiridos acerca del equilibrio ácido-base. Incorporar los conceptos de punto final y punto de equivalencia de una titulación
- Realizar una curva de titulación potenciométrica
- Analizar la dependencia de la capacidad reguladora con la concentración

INTRODUCCIÓN:

Las titulaciones ácido-base son una técnica esencial en la química analítica para determinar la concentración de sustancias en solución. Este proceso implica la adición gradual de una solución estándar de concentración conocida a una muestra cuya concentración se desconoce hasta que se complete una reacción química entre ambas. El punto final de la titulación se identifica mediante indicadores ácido-base que cambian de color o mediante la medición continua del pH utilizando un pH-metro.

Los pH-metros son dispositivos que permiten medir la concentración de iones H^+ en soluciones mediante una técnica potenciométrica. Estos instrumentos consisten en un bulbo de membrana de vidrio que entra en contacto con la solución a analizar y con una solución interna de pH constante. La diferencia de potencial generada en la membrana de vidrio debido a la distribución de cargas causada por los iones H^+ en la muestra es proporcional al pH de la solución incógnita y se cuantifica mediante componentes electrónicos del pH-metro. Sin embargo, es importante destacar que esta medición es indirecta, ya que se mide un potencial y no el pH directamente. Por lo tanto, se requiere una calibración previa del instrumento utilizando buffers de pH conocido.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Materiales

1. Pipeta aforada
2. Matraz de 50,00 mL
3. Vaso de 100 mL
4. Bureta
5. pH-metro
6. Soluciones de ácido acético, NaOH, NaCl, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4

Metodología

Se llevó a cabo la obtención de una curva de titulación potenciométrica mediante la adición de una solución de NaOH 0,5 M a una solución de ácido acético 0,5 M. Este proceso se realizó en una fase demostrativa del trabajo práctico. Utilizando una pipeta aforada, medimos con precisión 10,00 mL de la solución de ácido acético 0,5 M y trasvasamos a un matraz de 50,00 mL. Completamos el volumen en el matraz utilizando agua destilada. La solución resultante la transferimos a un vaso de 100 mL, y añadimos tres gotas de solución de fenolftaleína como indicador. Procedemos a la adición gradual de la solución de hidróxido de sodio 0,5 M desde una bureta, comenzando con pequeñas cantidades, inicialmente entre 0,5 mL y 1,0 mL, y luego la menor cantidad posible. Durante este proceso, registramos tanto el volumen de titulante agregado como el pH medido. Nos aseguramos de registrar el pH en el volumen de equivalencia previamente calculado y cuando hemos añadido la mitad de dicho volumen. Posteriormente, graficamos los resultados para su análisis.

En la comprobación de la capacidad reguladora de soluciones, se siguió la siguiente metodología. Se prepararon soluciones reguladoras utilizando fosfato diácido de sodio (NaH_2PO_4) y fosfato monoácido de sodio (Na_2HPO_4) con distintas concentraciones. En el procedimiento experimental, se recibieron tres soluciones proporcionadas por los docentes. La primera, denominada "Solución A", se preparó disolviendo 0,4 moles de fosfato diácido de sodio (NaH_2PO_4) y 0,4 moles de fosfato monoácido de sodio (Na_2HPO_4) en agua hasta alcanzar un litro de solución. La "Solución B" correspondió a una dilución 1:10 de la primera, y la "Solución C" fue una dilución 1:100 de la primera solución. A continuación, se realizaron los siguientes pasos: se utilizó una pipeta aforada para transferir 25,00 mL de la Solución A a un vaso de precipitados pequeño. Luego, se midió el pH utilizando un pH-metro y se registró el valor. Se añadió 1,00 mL de una solución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M utilizando una pipeta aforada, se agitó la solución y se midió nuevamente el pH. Este proceso se repitió con las demás soluciones y utilizando una solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,5 M en lugar de ácido clorhídrico.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

1. Curva de titulación potenciométrica de ácido acético con hidróxido de sodio.

Se anotaron los datos de las soluciones utilizadas para la titulación en la siguiente tabla

Concentración de la solución de ác. Acético / M	0.5
Volumen de muestra / mL	10
Concentración de NaOH (titulante) / M	0.5
Factor NaOH	0.990
Indicador utilizado	fenolftaleína

Tabla 1: Soluciones empleadas

Se anotaron los datos indicados obtenidos durante la titulación según cada condición, algunos valores no fueron totalmente exactos, por lo que se decidió utilizar los más aproximados a los requerido. Al calcular el pH, se tomó en cuenta el valor discutido en clase de pK_a siendo 4.8. Luego se hizo un gráfico con todos los datos obtenidos de pH vs el volumen de NaOH agregado.

Condición	Vol. NaOH agregado /mL	Color de la solución.	pH medido	pH calculado
Antes de agregado de titulante	0	incoloro	2.55	2.55
$V = V_{eq} / 2$	5	incoloro	4.63	4.79
$V_{PF} = V_{Eq}$	9.7	violeta	11.19	9.01
$V \gg V_{Eq}$ ($V = 3/2 V_{Eq}$)	16	violeta	12.94	13.48

Tabla 2: pH medido con pH-metro vs pH calculado a partir del pKa y concentraciones

pH contra volumen agregado (mL)

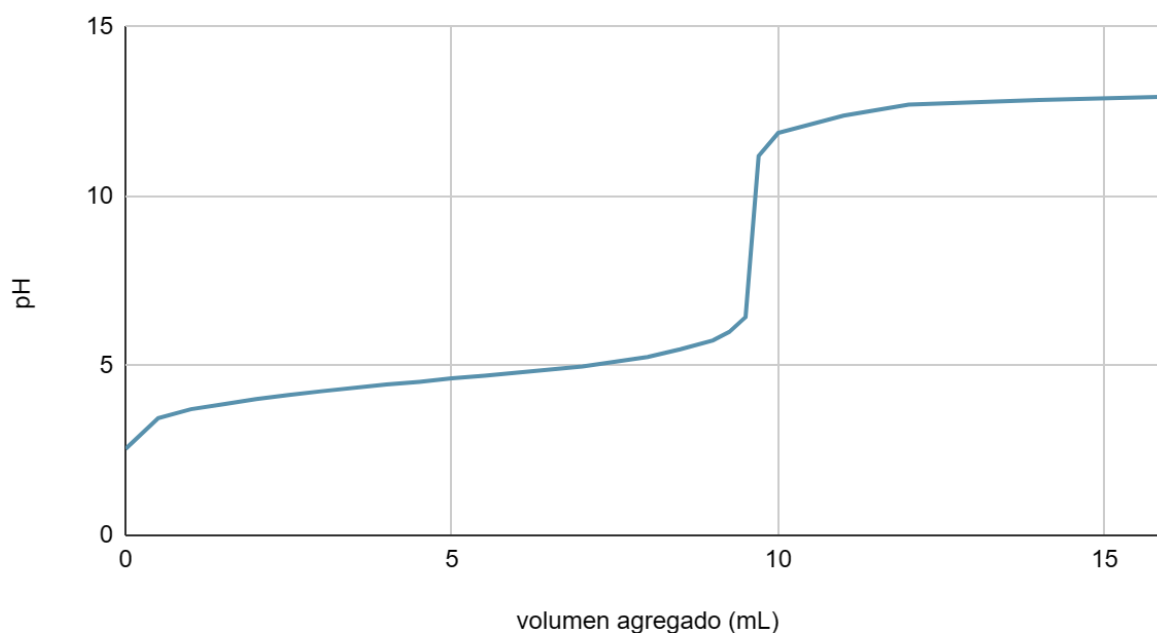


Figura 1: Curva de titulación potenciométrica experimental

Se observa en la Tabla 2 que los primeros valores del pH calculados fueron muy similares a los obtenidos, mientras que los últimos mantienen un margen de error considerable probablemente debido a aproximaciones con cifras significativas..

2. Comprobación de la capacidad reguladora de soluciones

Se realizaron las siguientes tablas con los datos experimentales de las soluciones con distintas concentraciones de NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 a las que se les midió el pH antes y después de colocarles HCl o NaOH. También se comparó con una solución de NaCl usando el mismo criterio.

CNaH_2PO_4 / M	CNa_2HPO_4 / M	Conc. Total / M	pH inicial	pH final	$V_{\text{HCl}} 0,5 \text{ M}$ agreg./mL
0.4	0.4	0.8	6.46	6.43	1
0.04	0.04	0.08	6.76	6.24	1
0.004	0.004	0.008	7.04	2.22	1
Sc. NaCl		1	6.46	1.84	1

Tabla 3: Agregado de HCl a distintas concentraciones de soluciones reguladoras

CNaH_2PO_4 / M	CNa_2HPO_4 / M	Conc. Total / M	pH inicial	pH final	$V_{\text{NaOH}} 0,5 \text{ M}$ agreg./mL
0.4	0.4	0.8	6.46	6.52	1
0.04	0.04	0.08	6.76	7.38	1
0.004	0.004	0.008	7.04	12.24	1
Sc. NaCl		1	6.46	12.26	1

Tabla 4: Agregado de NaOH a distintas concentraciones de soluciones reguladoras

Al obtener los resultados, nos damos cuenta que la solución de NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 que mantiene la concentración más elevada no presenta variaciones significativas de pH al agregar HCl o NaCl, es decir, se comporta como solución reguladora. Esta característica se va perdiendo a medida que se baja la concentración en las diluciones sucesivas. En el caso de la solución de NaCl, no presenta esta característica de mantener el pH constante aun teniendo una concentración elevada, por lo tanto, no serviría como solución reguladora.

CONCLUSIÓN

El experimento de titulación ácido-base se llevó a cabo con éxito, permitiéndonos determinar la concentración de una solución de ácido acético utilizando una solución de hidróxido de sodio como titulante. La construcción de una curva de titulación potenciométrica nos permitió visualizar la variación del pH a medida que se agregaba el titulante. Además se pudo comprobar la capacidad reguladora de soluciones siendo la solución de NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 de mayor concentración la de mejor uso como buffer.

BIBLIOGRAFIA

- Guía de trabajos prácticos Química Inorgánica I: Unidad 9: Equilibrio ácido-base

APÉNDICE

Cálculo de pH de titulación

- Antes del agregado del titulante

$$\text{pKa} = 4.8 \quad \text{Ka} = 1.58 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ac}^-] + [\text{HAc}] = 0.5 \times 10 / 10 = 0.5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Ac}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{HAc}] = 0.5 \quad [\text{HAc}] = 0.5 - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Ka} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{Ac}^-] / [\text{HAc}] = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{H}_3\text{O}^+] / (0.5 - [\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$= [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / (0.5 - [\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$= 1.58 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 1.58 \times 10^{-5} [\text{H}_3\text{O}^+] - 7.9 \times 10^{-6} = 0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0028$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5528$$

- V = V_{eq} / 2

$$\text{pKa} = 4.8 \quad \text{Ka} = 1.58 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ac}^-] + [\text{HAc}] = 0.5 \times 10 / 15 = 0.333$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Ac}^-]$$

$$[\text{Na}^+] = 0.5 \times 0.99 \times 5 / 15 = 0.165 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] + 0.165 = [\text{Ac}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + 0.165 + [\text{HAc}] = 0.333 \quad [\text{HAc}] = 0.168 - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Ka} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{Ac}^-] / [\text{HAc}] = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] + 0.165) / (0.168 - [\text{H}_3\text{O}^+]) = 1.58 \times 10^{-5}$$

$$0 = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 0.165[\text{H}_3\text{O}^+] - 2.56 \times 10^{-6}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.55 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ac}^-] = 0.165 + 1.55 \times 10^{-5} = 0.1650155$$

$$[\text{HAc}] = 0.168 - 1.55 \times 10^{-5} = 0.1679845$$

$$[\text{Ac}^-] / [\text{HAc}] = 0.98233 \quad \log(0.98233) = -0.00774$$

$$\text{pH} = 4.8 - 0.01 = 4.79$$