

# Contents

## Clase 3 del Módulo 7: Titulaciones Ácido-Base y Soluciones Reguladoras

### 1. Objetivos de la Clase:

- Comprender el principio de una titulación ácido-base y su aplicación para determinar concentraciones desconocidas.
- Identificar el punto de equivalencia en una titulación y cómo se determina experimentalmente.
- Comprender la función y los componentes de las soluciones reguladoras (buffer).
- Calcular el pH de una solución reguladora utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch.
- Entender la importancia de las soluciones reguladoras en sistemas biológicos.

### 2. Contenido Teórico Detallado:

#### 2.1 Titulaciones Ácido-Base:

- **Definición:** Una titulación ácido-base es un procedimiento analítico cuantitativo utilizado para determinar la concentración de un ácido o una base desconocida (analito) mediante la reacción con una solución de un ácido o base de concentración conocida (titulante).
- **Proceso:**
  1. Se mide un volumen conocido del analito y se coloca en un matraz Erlenmeyer.
  2. Se agrega el titulante, gota a gota, desde una bureta a la solución del analito, mientras se agita constantemente.
  3. La reacción entre el analito y el titulante continúa hasta que se alcanza el **punto de equivalencia**.
- **Punto de Equivalencia:**
  - Es el punto en la titulación donde la cantidad de moles de ácido es estequiométricamente equivalente a la cantidad de moles de base (o viceversa).
  - Teóricamente, en el punto de equivalencia, la reacción se ha completado.
- **Punto Final:**
  - Es el punto experimental en la titulación donde se observa un cambio físico que indica que se ha alcanzado el punto de equivalencia.
  - Este cambio físico puede ser un cambio de color de un indicador.
- **Indicadores Ácido-Base:**
  - Son sustancias (generalmente ácidos o bases orgánicas débiles) que cambian de color en un cierto rango de pH.
  - Se utilizan para detectar el punto final de la titulación. La selección del indicador depende del pH esperado en el punto de equivalencia.
  - Ejemplos comunes: fenolftaleína, azul de bromotimol, metil naranja.
- **Curvas de Titulación:**
  - Representaciones gráficas del pH de la solución en función del volumen de titulante añadido.
  - Permiten visualizar el cambio de pH durante la titulación y determinar el punto de equivalencia.
  - La forma de la curva depende de la fuerza del ácido y la base involucrados.

#### 2.2 Soluciones Reguladoras (Buffer):

- **Definición:** Una solución reguladora es una solución que resiste cambios significativos en el pH cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácido o base, o cuando se diluye.
- **Componentes:**
  - Generalmente, consiste en una mezcla de:
    - \* Un ácido débil y su base conjugada (ej:  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ )
    - \* Una base débil y su ácido conjugado (ej:  $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ )
- **Mecanismo de Acción:**
  - El ácido débil neutraliza el exceso de base añadido a la solución.
  - La base conjugada neutraliza el exceso de ácido añadido a la solución.

- Este equilibrio dinámico mantiene el pH relativamente constante.

- **Ecuación de Henderson-Hasselbalch:**

- Es una ecuación que relaciona el pH de una solución reguladora con el pKa del ácido débil y las concentraciones del ácido y su base conjugada:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log ([\text{Base Conjugada}] / [\text{Ácido}])$$

o, en el caso de una base débil y su ácido conjugado:

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log ([\text{Ácido Conjugado}] / [\text{Base}])$$

- Donde:

- \* pH es el potencial de hidrógeno.
- \* pKa es el -log de la constante de disociación ácida (Ka).
- \* pOH es el -log de la concentración de iones hidróxido.
- \* pKb es el -log de la constante de disociación básica (Kb).

- **Capacidad Reguladora:**

- Es la cantidad de ácido o base que una solución reguladora puede neutralizar antes de que el pH cambie significativamente.

- Depende de las concentraciones del ácido débil y su base conjugada.

- **Importancia Biológica:**

- Las soluciones reguladoras son cruciales para mantener el pH constante en fluidos biológicos como la sangre.
- Ejemplos de sistemas buffer en el cuerpo humano: buffer de bicarbonato ( $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ ), buffer de fosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ ), buffer de proteínas.

### 3. Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Ejemplo de Titulación:** Titulación de una solución de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH) utilizando fenolftaleína como indicador.
  - Se añaden gotas de NaOH de concentración conocida a un volumen conocido de HCl hasta que la solución se vuelve ligeramente rosada (punto final).
  - El volumen de NaOH utilizado se registra y se usa para calcular la concentración de HCl.
- **Ejemplo de Solución Reguladora:** Una solución reguladora preparada con ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y acetato de sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ).
  - Si se añade un ácido fuerte como HCl, el acetato de sodio reacciona para formar ácido acético, amortiguando el cambio de pH.
  - Si se añade una base fuerte como NaOH, el ácido acético reacciona para formar acetato de sodio, también amortiguando el cambio de pH.
- **Caso de Estudio:** La regulación del pH de la sangre humana.
  - El sistema buffer de bicarbonato es el principal responsable de mantener el pH de la sangre entre 7.35 y 7.45.
  - Si el pH se desvía de este rango (acidosis o alcalosis), pueden ocurrir graves problemas de salud.

### 4. Problemas Prácticos o Ejercicios con Soluciones:

1. **Problema:** Calcular el pH de una solución reguladora que contiene 0.2 M de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y 0.3 M de acetato de sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ). El pKa del ácido acético es 4.76.

**Solución:**

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log ([\text{CH}_3\text{COONa}] / [\text{CH}_3\text{COOH}]) \quad \text{pH} = 4.76 + \log (0.3 / 0.2) \quad \text{pH} = 4.76 + \log (1.5) \quad \text{pH} = 4.76 + 0.18 \quad \text{pH} = 4.94$$

2. **Problema:** Se titulan 25.0 mL de una solución de NaOH de concentración desconocida con una solución de HCl 0.100 M. Se necesitan 30.0 mL de HCl para alcanzar el punto de equivalencia. Calcular la concentración de la solución de NaOH.

**Solución:**

$$\text{Moles de HCl} = (0.100 \text{ mol/L}) * (0.0300 \text{ L}) = 0.00300 \text{ moles}$$

En el punto de equivalencia, moles de NaOH = moles de HCl

$$\text{Concentración de NaOH} = (0.00300 \text{ moles}) / (0.0250 \text{ L}) = 0.120 \text{ M}$$

3. **Problema:** Explica cómo una solución buffer resiste los cambios de pH cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácido o base. Utiliza el ejemplo de un buffer de amoníaco/cloruro de amonio.

**Solución:** Una solución buffer de amoníaco/cloruro de amonio consiste en una mezcla de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), una base débil, y cloruro de amonio ( $\text{NH}_4^+ \text{Cl}^-$ ), su ácido conjugado.

- Si se añade un ácido ( $\text{H}^+$ ), el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) reacciona con el  $\text{H}^+$  para formar iones amonio ( $\text{NH}_4^+$ ), neutralizando el ácido y minimizando el cambio en el pH.  $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac})$
- Si se añade una base ( $\text{OH}^-$ ), los iones amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) reaccionan con el  $\text{OH}^-$  para formar amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y agua, neutralizando la base y minimizando el cambio en el pH.  $\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

La presencia tanto de la base débil como de su ácido conjugado permite que la solución buffer neutralice tanto ácidos como bases añadidos, manteniendo el pH relativamente constante. La eficiencia del buffer es mayor cuando las concentraciones de  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4^+$  son similares.

## 5. Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de Texto:**
  - Brown, T. L., LeMay, H. E., Jr., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2014). *Chemistry: The central science* (13th ed.). Pearson Education.
  - Zumdahl, S. S., & DeCoste, D. J. (2017). *Chemical principles* (8th ed.). Cengage Learning.
- **Recursos en Línea:**
  - Khan Academy: <https://www.khanacademy.org/science/chemistry> (Buscar temas de "Ácidos y Bases")
  - Chem LibreTexts: <https://chem.libretexts.org/> (Buscar secciones sobre "Acid-Base Chemistry" y "Buffers")
- **Videos:**
  - YouTube: Buscar videos explicativos sobre "Acid-Base Titrations" y "Buffer Solutions".
- **Simulaciones Interactivas:**
  - PHET (University of Colorado Boulder): <https://phet.colorado.edu/> (Buscar simulaciones sobre "Acid-Base Solutions" y "Titration")

Este material detallado proporciona una base sólida para la clase 3 del Módulo 7, cubriendo titulaciones ácido-base y soluciones reguladoras. Los ejemplos, problemas y recursos complementarios ayudarán a los estudiantes a comprender y aplicar los conceptos aprendidos.