

# Contents

|  |   |
|--|---|
| Módulo 7: Clase 2 - Equilibrio Ácido-Base y pH . . . . . | 1 |
|--|---|

## Módulo 7: Clase 2 - Equilibrio Ácido-Base y pH

### Objetivos:

- Comprender el concepto de equilibrio ácido-base en disoluciones acuosas.
- Definir y entender la autoionización del agua y su constante de equilibrio  $K_w$ .
- Introducir la escala de pH como medida de acidez y basicidad.
- Calcular el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes.
- Aplicar los conceptos aprendidos a problemas prácticos.

### Contenido Teórico:

#### 1. Equilibrio Ácido-Base:

- Recordemos las definiciones de ácido y base de Brønsted-Lowry: un ácido es un donador de protones ( $H^+$ ), y una base es un aceptor de protones. Las reacciones ácido-base son, por lo tanto, reacciones de transferencia de protones.
- En disoluciones acuosas, los ácidos donan protones al agua, formando el ion hidronio ( $H_3O^+$ ), mientras que las bases aceptan protones del agua, formando el ion hidróxido ( $OH^-$ ).
- Muchas reacciones ácido-base son reversibles y alcanzan un estado de equilibrio. Este equilibrio está gobernado por la constante de equilibrio  $K$ .
- Concepto de pares ácido-base conjugados: Un ácido, al donar un protón, forma su base conjugada. Una base, al aceptar un protón, forma su ácido conjugado. Por ejemplo, en la reacción:  $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ ,  $HA$  (ácido) y  $A^-$  (base conjugada) son un par ácido-base conjugado.  $H_2O$  (base) y  $H_3O^+$  (ácido conjugado) son el otro par ácido-base conjugado.

#### 2. Autoionización del Agua y $K_w$ :

- El agua pura experimenta autoionización, donde una molécula de agua actúa como un ácido y otra como una base:

$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + OH^-(ac)$  \* La constante de equilibrio para esta reacción se conoce como el producto iónico del agua,  $K_w$ :

$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$  a  $25^\circ C$  \* Esta constante indica que, en agua pura a  $25^\circ C$ , las concentraciones de  $H_3O^+$  y  $OH^-$  son iguales ( $1.0 \times 10^{-7} M$ ). Esto define la neutralidad. \* Importancia de  $K_w$ : Nos permite calcular  $[H_3O^+]$  si conocemos  $[OH^-]$ , y viceversa. Es fundamental para entender la relación entre acidez y basicidad en disoluciones acuosas.

#### 3. Escala de pH:

- La escala de pH es una forma conveniente de expresar la acidez o basicidad de una solución acuosa.
- Se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio ( $H_3O^+$  o, más comúnmente,  $H^+$ ):

$pH = -\log [H^+]$  \* **Valores de pH:** \*  $pH < 7$ : Solución ácida ( $[H^+] > [OH^-]$ ) \*  $pH = 7$ : Solución neutra ( $[H^+] = [OH^-]$ ) \*  $pH > 7$ : Solución básica ( $[H^+] < [OH^-]$ ) \* El pOH se define de manera análoga:  $pOH = -\log [OH^-]$ . \* Relación entre pH y pOH:  $pH + pOH = 14$  (a  $25^\circ C$ ).

#### 4. Cálculo del pH de Ácidos y Bases Fuertes:

- Los ácidos fuertes se disocian completamente en agua, lo que significa que la concentración de  $H^+$  es igual a la concentración inicial del ácido. Ejemplos:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  (la primera disociación).

- Las bases fuertes se disocian completamente en agua, lo que significa que la concentración de OH es igual a la concentración inicial de la base. Ejemplos: NaOH, KOH, LiOH, Ca(OH) (tener en cuenta que Ca(OH) proporciona dos moles de OH por mol de Ca(OH) ).
- **Ejemplo:** Para una solución 0.01 M de HCl,  $[H] = 0.01$  M, por lo tanto,  $pH = -\log(0.01) = 2$ .
- **Ejemplo:** Para una solución 0.005 M de NaOH,  $[OH] = 0.005$  M. Primero calculamos  $pOH = -\log(0.005) = 2.3$ . Luego,  $pH = 14 - pOH = 14 - 2.3 = 11.7$ .

### Ejemplos y Casos de Estudio:

1. **Ejemplo 1:** Calcula el pH de una disolución 0.05 M de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>).
  - Solución: HNO<sub>3</sub> es un ácido fuerte, por lo que  $[H] = 0.05$  M.  $pH = -\log(0.05) = 1.3$ .
2. **Ejemplo 2:** Calcula el pH de una disolución 0.001 M de hidróxido de potasio (KOH).
  - Solución: KOH es una base fuerte, por lo que  $[OH] = 0.001$  M.  $pOH = -\log(0.001) = 3$ .  $pH = 14 - 3 = 11$ .

### Problemas Prácticos y Ejercicios:

1. Calcula el pH de una solución 0.02 M de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), asumiendo disociación completa del primer protón.
2. Calcula el pH de una solución preparada disolviendo 0.1 g de NaOH en agua hasta un volumen final de 250 mL.
3. Si el pH de una disolución es 4.5, ¿cuál es la concentración de iones hidronio ( $[H]$ )?
4. Si la concentración de iones hidróxido ( $[OH]$ ) en una disolución es  $2.0 \times 10^{-4}$  M, calcula el pH de la disolución.

### Soluciones a los Problemas Prácticos:

1.  $[H] = 0.02$  M (asumiendo disociación completa del primer protón).  $pH = -\log(0.02) = 1.7$
2. Masa molar de NaOH = 40 g/mol. Moles de NaOH =  $0.1 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0.0025$  moles. Concentración de NaOH =  $0.0025 \text{ moles} / 0.25 \text{ L} = 0.01$  M.  $[OH] = 0.01$  M.  $pOH = -\log(0.01) = 2$ .  $pH = 14 - 2 = 12$ .
3.  $[H] = 10^{-4.5} \text{ M} = 3.16 \times 10^{-5} \text{ M}$ .
4.  $pOH = -\log(2.0 \times 10^{-4}) = 3.7$ .  $pH = 14 - 3.7 = 10.3$ .

### Materiales Complementarios Recomendados:

- Khan Academy: Ácidos y Bases (videos y ejercicios).
- OpenStax Chemistry 2e: Capítulo 14 - Ácidos y Bases.
- Libros de texto de química general (secciones sobre equilibrio ácido-base y pH).
- Buscar videos explicativos sobre el cálculo de pH en YouTube.