

Contents

Módulo 7: Clase 1 - Solubilidad y Definiciones Ácido-Base	1
---	---

Módulo 7: Clase 1 - Solubilidad y Definiciones Ácido-Base

Objetivos Específicos de la Clase:

- Definir solubilidad y explicar los factores que la afectan.
- Introducir y diferenciar las definiciones de ácido y base según Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.
- Identificar ejemplos de ácidos y bases según cada definición.

Contenido Teórico Detallado:

1. Solubilidad:

- **Definición:** La solubilidad de una sustancia (solute) en un disolvente específico es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica para formar una solución estable. Se expresa comúnmente en gramos de soluto por 100 gramos de disolvente (g/100g) o en molaridad (mol/L).
- **Factores que Afectan la Solubilidad:**
 - **Naturaleza del Solute y del Disolvente:** "Lo semejante disuelve a lo semejante". Compuestos polares tienden a disolverse en disolventes polares (ej: agua), y compuestos no polares tienden a disolverse en disolventes no polares (ej: hexano). Las interacciones intermoleculares (fuerzas de Van der Waals, dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno) juegan un papel crucial. Si las interacciones soluto-disolvente son fuertes, la solubilidad aumenta.
 - **Temperatura:** En general, la solubilidad de los sólidos en líquidos aumenta con el aumento de la temperatura (proceso endotérmico). Sin embargo, hay excepciones. La solubilidad de los gases en líquidos disminuye al aumentar la temperatura. Esto se debe a que el aumento de la energía cinética permite que las moléculas de gas escapen más fácilmente de la solución.
 - **Presión:** La presión tiene un efecto significativo en la solubilidad de los gases en líquidos. La solubilidad de un gas es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución (Ley de Henry). $S = kP$, donde S es la solubilidad, k es la constante de Henry y P es la presión parcial del gas. La presión tiene poco o ningún efecto sobre la solubilidad de los sólidos o líquidos en líquidos.

2. Definiciones de Ácidos y Bases:

- **Definición de Arrhenius:**
 - **Ácido:** Sustancia que, al disolverse en agua, aumenta la concentración de iones hidrógeno (H^+). Ejemplo: HCl (ácido clorhídrico) $\rightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$.
 - **Base:** Sustancia que, al disolverse en agua, aumenta la concentración de iones hidróxido (OH^-). Ejemplo: $NaOH$ (hidróxido de sodio) $\rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$.
 - **Limitaciones:** Esta definición se limita a soluciones acuosas y no explica el comportamiento ácido-base en ausencia de agua. Tampoco explica el comportamiento básico de sustancias como el amoníaco (NH_3).
- **Definición de Brønsted-Lowry:**
 - **Ácido:** Sustancia capaz de donar un protón (H^+).
 - **Base:** Sustancia capaz de aceptar un protón (H^+).
 - **Pares Ácido-Base Conjugados:** Un ácido de Brønsted-Lowry, al donar un protón, forma su base conjugada. Una base de Brønsted-Lowry, al aceptar un protón, forma su ácido conjugado. Ejemplo:
* HCl (ácido) + H_2O (base) $\rightarrow H_3O^+$ (ácido conjugado) + Cl^- (base conjugada)
 - **Ventajas:** Es más general que la definición de Arrhenius, ya que no se limita a soluciones acuosas. Explica el comportamiento básico de sustancias como el amoníaco.

- **Definición de Lewis:**

- **Ácido:** Sustancia que puede aceptar un par de electrones.
- **Base:** Sustancia que puede donar un par de electrones.
- **Ejemplo:** BF_3 (ácido de Lewis) + NH_3 (base de Lewis) \rightarrow $\text{F}_3\text{B:NH}_3$ (aducto ácido-base)
- **Ventajas:** Es la definición más general y abarca reacciones ácido-base que no involucran la transferencia de protones. Permite clasificar como ácidos sustancias que no contienen hidrógeno, como el cloruro de aluminio (AlCl_3).

Ejemplos y Casos de Estudio:

1. **Solubilidad del NaCl:** El cloruro de sodio (NaCl) es un compuesto iónico polar que se disuelve fácilmente en agua (disolvente polar) debido a las fuertes interacciones ión-dipolo entre los iones Na^+ y Cl^- y las moléculas de agua. La solubilidad del NaCl aumenta ligeramente con la temperatura.
2. **Reacción del Amoníaco con el Agua:** El amoníaco (NH_3) es una base de Brønsted-Lowry porque acepta un protón del agua:
 - NH_3 (base) + H_2O (ácido) \rightarrow NH_4^+ (ácido conjugado) + OH^- (base conjugada)
3. **Reacción del Trifluoruro de Boro con el Amoníaco:** El trifluoruro de boro (BF_3) actúa como un ácido de Lewis al aceptar un par de electrones del amoníaco (NH_3), que actúa como una base de Lewis.

Problemas Prácticos o Ejercicios con Soluciones:

1. **Identifica si las siguientes especies son ácidos o bases de Arrhenius, Brønsted-Lowry y/o Lewis:**
 - H_2SO_4 (ácido sulfúrico)
 - KOH (hidróxido de potasio)
 - AlCl_3 (cloruro de aluminio)
 - CH_3NH_2 (metilamina)

Solución:

- **H_2SO_4 :** Ácido de Arrhenius (en agua, libera H^+), Ácido de Brønsted-Lowry (dona H^+), No es un ácido de Lewis típico.
 - **KOH :** Base de Arrhenius (en agua, libera OH^-), Base de Brønsted-Lowry (acepta H^+), No es una base de Lewis típica.
 - **AlCl_3 :** Ácido de Lewis (acepta un par de electrones), No es un ácido de Arrhenius o Brønsted-Lowry.
 - **CH_3NH_2 :** Base de Brønsted-Lowry (acepta H^+), Base de Lewis (dona un par de electrones), No es una base de Arrhenius.
2. **¿Cómo afecta la presión a la solubilidad del oxígeno en agua? Explica por qué.**

Solución: La solubilidad del oxígeno en agua aumenta al aumentar la presión parcial del oxígeno sobre el agua. Esto se debe a la Ley de Henry, que establece que la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución.

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de Texto:** Capítulos relevantes sobre solubilidad y definiciones ácido-base en libros de texto de Química General.
- **Recursos en Línea:** Khan Academy (Química: Ácidos y Bases), Chem LibreTexts (Acid-Base Chemistry).
- **Videos:** Animaciones que ilustren las definiciones ácido-base y los factores que afectan la solubilidad.