

Guía Teórica para el Examen Ampliado (Prácticas 5, 6, 7 y 8)

Práctica 5: Equilibrio Químico y Factores que lo Afectan

Concepto de Equilibrio Químico

El **equilibrio químico** es un estado dinámico donde la velocidad de la reacción **directa** es igual a la velocidad de la reacción **inversa**. En este estado, las concentraciones de **reactivos** y **productos** permanecen constantes.

1. Principio de Le Chatelier

Principio fundamental: Si un sistema en equilibrio se somete a un **cambio** (concentración, temperatura, presión), el sistema se **desplazará** para contrarrestar ese cambio y restablecer un nuevo equilibrio.

Factores que afectan el equilibrio:

- **Concentración:**
 - Añadir **reactivos**: Equilibrio → **Productos**.
 - Añadir **productos**: Equilibrio → **Reactivos**.
 - Retirar **reactivos**: Equilibrio → **Reactivos**.
 - Retirar **productos**: Equilibrio → **Productos**.
- **Temperatura:**
 - Reacciones **exotérmicas** (liberan calor, $\Delta H < 0$):
 - Aumentar Temperatura: Equilibrio → **Reactivos**.
 - Disminuir Temperatura: Equilibrio → **Productos**.
 - Reacciones **endotérmicas** (absorben calor, $\Delta H > 0$):
 - Aumentar Temperatura: Equilibrio → **Productos**.
 - Disminuir Temperatura: Equilibrio → **Reactivos**.
- **Presión (para gases):**
 - Aumentar Presión: Equilibrio → lado con **menos moles de gas**.
 - Disminuir Presión: Equilibrio → lado con **más moles de gas**.
 - Sin cambio en moles de gas: Presión **no afecta** el equilibrio.
- **Volumen del Contenedor (para gases):** Relacionado con la presión. Para reacciones **sin gases**, el volumen **no afecta** el equilibrio.

2. Constante de Equilibrio (K)

Valor que indica: Relación entre concentraciones de **productos** y **reactivos** en el equilibrio.

Cálculo: $K = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]}$

Significado de K:

- $K \gg 1$ (grande): Favorece **productos**.
- $K \ll 1$ (pequeño): Favorece **reactivos**.
- $K \approx 1$: Cantidades significativas de ambos.

3. Agentes Quelantes

Definición: Sustancias que forman **complejos estables** con **iones metálicos**.

Ejemplo: **EDTA** (ácido etilendiaminetetraacético) - usado para **estabilizar iones metálicos** en análisis biológicos.

4. Tipos de Reacciones en Equilibrio

- **Reacción de Sustitución:** Una especie reemplaza a otra. Ejemplo: Formación de $[\text{CoCl}_4]^{2-}$.
- **Reacción Homogénea:** Todas las especies en la **misma fase**.

5. Energía Libre de Gibbs (ΔG) y Equilibrio

ΔG determina: Espontaneidad de una reacción.

- $\Delta G < 0$: **Espontánea** (productos favorecidos).
- $\Delta G > 0$: **No espontánea** (reactivos favorecidos).
- $\Delta G = 0$: **Equilibrio**.

6. Catalizadores y Equilibrio

Catalizadores: **NO afectan** la posición del equilibrio.

Función: **Aceleran la velocidad** para alcanzar el equilibrio.

Práctica 6: Equilibrio Ácido-Base y Valoración de Soluciones

1. Reacciones de Neutralización

Definición: Reacción entre un **ácido** y una **base**.

Productos: **Agua (H_2O)** y una **sal**.

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2. Indicadores Ácido-Base

Función: Sustancias que **cambian de color** según el pH.

Uso: Detectar el **punto final** en **titulaciones ácido-base**.

- **Fenolftaleína:**
 - Rango de viraje: **pH 8 - 10**.
 - Color: **Incolora** (ácido/neutro), **rosa** (básico).
- **Naranja de Metilo:**
 - Rango de viraje: **pH 3.1 - 4.4**.
 - Color: **Rojo** (ácido), **amarillo** (básico).
- **Indicador ideal:** Rango de viraje **cercano al pH del punto de equivalencia**.

3. Ácidos y Bases Fuertes vs. Débiles

- **Ácido Fuerte:** **Disociación completa** en agua (iones H^+). Ejemplos: HCl , H_2SO_4 .
- **Ácido Débil:** **Disociación parcial** en agua (menos iones H^+). **Ka pequeña**. Ejemplo: CH_3COOH .
- **Base Fuerte:** **Disociación completa** en agua (iones OH^-). Ejemplos: NaOH , KOH .
- **Base Débil:** **Disociación parcial** en agua (menos iones OH^-). **Kb pequeña**. Ejemplo: NH_3 .
- **Titulación Ácido Débil con Base Fuerte:** Requiere **menos base** para neutralización.

4. Soluciones Amortiguadoras (Buffers)

Función: Resisten cambios de **pH** al añadir ácido o base.

Composición: **Ácido débil + base conjugada** (o base débil + ácido conjugado).

Eficacia: Depende de la **relación de concentraciones** ácido/base conjugada.

Importancia en enzimas: **Mantienen pH estable** para **actividad enzimática**.

5. Titulaciones Ácido-Base

Proceso: Determinar concentración desconocida de ácido/base usando solución de concentración conocida (**titulante**).

Punto de Equivalencia: Ácido y base reaccionan completamente.

- **Ácido Fuerte - Base Fuerte:** **pH = 7** en equivalencia. Indicadores: Fenolftaleína o Naranja de metilo.
- **Ácido Débil - Base Fuerte:** **pH > 7** en equivalencia. Indicador: Fenolftaleína.
- **Base Débil - Ácido Fuerte:** **pH < 7** en equivalencia. Indicador: Naranja de metilo.

6. Producto de Solubilidad (Ksp)

Ksp: Constante de equilibrio para la **disolución de compuesto iónico poco soluble**.

Mide: **Solubilidad**. Ksp pequeño → baja solubilidad.

Práctica 7: Determinación del Calor Específico

1. Calor Específico (c)

Definición: Energía para elevar $1\text{ }^\circ\text{C}$ la temperatura de **1 gramo** de sustancia.

Unidades: $\text{J/g}^\circ\text{C}$ o $\text{cal/g}^\circ\text{C}$.

Agua: **Alto calor específico** ($\approx 4.18\text{ J/g}^\circ\text{C}$) debido a **enlaces de hidrógeno**.

Metales: Generalmente **calores específicos bajos**.

2. Calorimetría

Técnica: Medir **calor transferido** en procesos.

Calorímetro: Dispositivo **aislado térmicamente**.

Calorímetro casero: **Unicel (poliestireno)** - **aislante térmico** (baja conductividad térmica).

Principio de Conservación de Energía: Calor perdido = Calor ganado (sistema aislado).

3. Transferencia de Calor

- Calor → de objetos **más calientes** a **más fríos**.
- **Conductividad térmica:** Capacidad para **transferir calor por conducción**. Metales: **alta**, Unicel: **baja**.
- **Hierro:** Transfirió **más calor** al agua que papa/zanahoria.
- **Vegetales (papa, zanahoria):** **Menor cambio de temperatura** - alto contenido de agua y baja conductividad térmica.

4. Calor vs. Temperatura

Calor (q): Forma de **energía** transferida por diferencia de temperatura. Unidades: J o cal.

Temperatura (T): Medida de **energía cinética promedio** de moléculas. Unidades: $^\circ\text{C}$ o K.

Calor es energía en tránsito, **temperatura** indica dirección del flujo de calor.

5. Capacidad Calorífica (C)

Definición: Calor para elevar $1\text{ }^\circ\text{C}$ la temperatura de **un objeto completo**.

Relación: $C = m \times c$ (masa $\times$ calor específico).

6. Ley de Enfriamiento de Newton

Dice: Tasa de enfriamiento $\propto$ **diferencia de temperatura** entre objeto y entorno.

Constante de tiempo (t): Tiempo para que objeto alcance **equilibrio térmico**.

Práctica 8: Cambio de Entalpía en Reacciones

1. Entalpía (ΔH)

Definición: Medida del **contenido de calor** a presión constante.

ΔH : Calor **absorbido** o **liberado** a presión constante.

- Reacción **Exotérmica:** **Libera calor**. $\Delta H < 0$ (negativo). Ejemplo: Neutralización $\text{HCl} + \text{NaOH}$.
- Reacción **Endotérmica:** **Absorbe calor**. $\Delta H > 0$ (positivo). Ejemplo: Disolución NaCl en agua.

Entalpía es función de estado: depende solo de estados inicial y final.

2. Calorimetría para Medir ΔH

Uso de Calorímetro: Medir **calor (q)** liberado/absorbido.

A presión constante: $\Delta H \approx q$.

Ecuación Calorimétrica: $q = m \times c \times \Delta T$.

3. Entalpía Estándar de Formación (ΔH°_f)

Definición: ΔH para formar **1 mol** de **compuesto** desde **elementos en estado estándar**.

Uso: Calcular ΔH de reacciones con **Ley de Hess**.

4. Ley de Hess

Dice: ΔH de reacción es **independiente del camino**.

Permite: Calcular ΔH sumando ΔH de reacciones intermedias.

Cálculo con ΔH°_f : $\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = \sum \Delta H^\circ_f (\text{productos}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{reactivos})$.

5. Entalpía vs. Entropía

- **Entalpía (H):** Medida de **energía** (contenido de calor).
- **Entropía (S):** Medida de **desorden** o aleatoriedad.

6. Entalpía de Reacción Estándar ($\Delta H^\circ_{\text{reacción}}$)

Definición: ΔH cuando **reactivos en estado estándar** → **productos en estado estándar**.

7. Dilución y Cambio de Entalpía

Dilución puede generar ΔH : Por **interacciones soluto-solvente**.

Dilución de ácidos concentrados: Puede ser **exotérmica** o **endotérmica**.