

# Resumen PEP 2 Química General para Ingeniería, 2024

@quimicaconsomali

## Equilibrio Químico: Un Balance Dinámico

El **equilibrio químico** ocurre cuando las tasas de las reacciones directa e inversa en un sistema cerrado son iguales, resultando en concentraciones de reactivos y productos que permanecen constantes en el tiempo. Este estado no significa que las reacciones se detengan, sino que continúan a velocidades iguales.

### Ley de Acción de Masas

Relaciona las concentraciones de los productos y reactivos en el equilibrio mediante la constante de equilibrio  $K$ . Para una reacción genérica  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , se define como:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- $K_c > 1$ : Predominan los productos.
- $K_c < 1$ : Predominan los reactivos.

### Excepciones en el Equilibrio Químico

- **Estados de la Materia:** En la expresión de  $K_c$ , **no se incluyen las concentraciones de sólidos (s) y líquidos puros (l)**, ya que sus concentraciones permanecen constantes durante la reacción. Solo se consideran los gases y las soluciones acuosas (ac).
- **Ejemplo:** Para la reacción  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ , la constante de equilibrio sería  $K_c = [CO_2]$ , ya que los sólidos  $CaCO_3$  y  $CaO$  no se incluyen.

### Principio de Le Châtelier

Si un sistema en equilibrio experimenta un cambio en concentración, presión o temperatura, se ajustará para contrarrestar ese cambio y restablecer el equilibrio.

### Factores que Afectan el Equilibrio

- **Concentración:** Aumentar la concentración de reactivos favorece la formación de productos.
- **Presión:** Afecta equilibrios gaseosos; aumentar la presión favorece el lado con menos moles de gas.
- **Temperatura:** En reacciones endotérmicas, un aumento de temperatura favorece la formación de productos.

### Relación entre $K_p$ y $K_c$

$K_p$  es la constante de equilibrio en términos de presión parcial de los gases, mientras que  $K_c$  se expresa en términos de concentración molar.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde:

- $R$  es la constante de los gases ( $0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ).
- $T$  es la temperatura en Kelvin.
- $\Delta n$  es el cambio en el número de moles de gas, calculado como  $\Delta n = \text{moles de productos gaseosos} - \text{moles de reactivos gaseosos}$ .

## pH: Medida de Acidez

El **pH** es una escala logarítmica que mide la acidez o basicidad de una solución acuosa, definida como:

$$pH = -\log[H^+]$$

Donde  $[H^+]$  es la concentración de iones hidronio en la solución.

## Cálculo del pOH

El pOH se calcula como:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

## Escala de pH

- $pH < 7$ : Ácido.
- $pH = 7$ : Neutro.
- $pH > 7$ : Básico o alcalino.

## Relación con pOH

El pOH mide la concentración de iones hidróxido  $OH^-$ , y está relacionado con el pH por:

$$pH + pOH = 14$$

## Ecuación de Henderson-Hasselbalch

La ecuación de Henderson-Hasselbalch relaciona el pH de una solución con la concentración de su base conjugada y su ácido débil. La ecuación se expresa como:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Donde:

- pH es el potencial de hidrógeno de la solución.
- $pK_a$  es el logaritmo negativo de la constante de disociación ácida ( $K_a$ ).
- $[A^-]$  es la concentración de la base conjugada.
- $[HA]$  es la concentración del ácido débil.

## Identificación del Ácido y su Base Conjugada

Para identificar el ácido y su base conjugada en una reacción, se deben seguir estos pasos:

1. **Identificar el Ácido Débil ( $HA$ ):** El ácido débil es la especie que puede donar un protón ( $H^+$ ). En la ecuación de Henderson-Hasselbalch,  $HA$  representa el ácido débil.
2. **Identificar la Base Conjugada ( $A^-$ ):** La base conjugada es la especie que resulta cuando el ácido débil dona un protón. En la ecuación,  $A^-$  representa la base conjugada.

Por ejemplo, en la disociación del ácido acético ( $CH_3COOH$ ) en agua:



- $CH_3COOH$  es el ácido débil ( $HA$ ).
- $CH_3COO^-$  es la base conjugada ( $A^-$ ).

La ecuación de Henderson-Hasselbalch permite calcular el pH de una solución amortiguadora (buffer) y es especialmente útil en la preparación de soluciones con un pH específico.

## Equilibrio Iónico: Ácidos y Bases

El **equilibrio iónico** en soluciones implica la disociación parcial de ácidos y bases en agua, formando iones.

### Ácidos y Bases de Brønsted-Lowry

- **Ácido:** Donador de  $H^+$ .
- **Base:** Aceptor de  $H^+$ .

### Constante de Disociación Ácida $K_a$

Mide la fuerza de un ácido en solución.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- **Ácidos Fuertes:** Tienen  $K_a$  alto, disocian completamente.
- **Ácidos Débiles:** Tienen  $K_a$  bajo, disocian parcialmente.

### Producto Iónico del Agua $K_w$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Relaciona las concentraciones de  $H^+$  y  $OH^-$  en el agua pura.

## Redox: Reacciones de Óxido-Reducción

Las **reacciones redox** implican la transferencia de electrones entre especies químicas.

- **Oxidación:** Pérdida de electrones.
- **Reducción:** Ganancia de electrones.

### Agentes Redox

- **Agente Oxidante:** Sustancia que se reduce (gana electrones).
- **Agente Reductor:** Sustancia que se oxida (pierde electrones).

### Número de Oxidación

Indica el estado de oxidación de un átomo en un compuesto.

- **Regla general:** El número de oxidación del hidrógeno es +1 y del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos.

### Balanceo por Método Ión-Electrón (Método del Ion - Electrón)

Este método se utiliza para balancear ecuaciones redox en soluciones acuosas. Se sigue el siguiente procedimiento:

1. **Escribir las semireacciones** de oxidación y reducción por separado.
2. **Balancear los átomos** diferentes de oxígeno e hidrógeno.
3. **Balancear el oxígeno** agregando  $H_2O$ .
4. **Balancear el hidrógeno** agregando  $H^+$  (en medio ácido) o  $OH^-$  (en medio básico).
5. **Balancear las cargas** agregando electrones  $e^-$ .
6. **Igualar el número de electrones** en ambas semireacciones.
7. **Sumar las semireacciones** y simplificar.

# Electroquímica: Energía de las Reacciones Redox

La electroquímica estudia la relación entre las reacciones químicas y la corriente eléctrica.

## Celdas Galvánicas (Voltaicas)

Dispositivos que convierten energía química en energía eléctrica a través de una reacción redox espontánea.

### Ánodo

Donde ocurre la oxidación.

### Cátodo

Donde ocurre la reducción.

## Potencial de Celda Estándar ( $E^\circ_{\text{celda}}$ )

Es la diferencia de potencial entre el ánodo y el cátodo bajo condiciones estándar (1 M de concentración, 1 atm de presión, y 25 °C). Se calcula como:

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Si  $E^\circ_{\text{celda}}$  es positivo, la reacción es espontánea.

## Ecuación de Nernst (Simplificada)

Permite calcular el potencial de una celda electroquímica bajo condiciones no estándar:

$$E_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{celda}} - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

Donde  $n$  es el número de electrones intercambiados y  $Q$  es el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$