

# Contents

Clase 3: Principio de Le Châtelier y Factores que Afectan el Equilibrio Químico . . . . .	1
---	---

““

## Clase 3: Principio de Le Châtelier y Factores que Afectan el Equilibrio Químico

### Objetivos de la Clase:

- Comprender el Principio de Le Châtelier y su aplicación para predecir el desplazamiento del equilibrio químico ante perturbaciones externas.
- Identificar y explicar los factores que influyen en el equilibrio químico: concentración, presión, volumen y temperatura.
- Aplicar el Principio de Le Châtelier para resolver problemas prácticos relacionados con el desplazamiento del equilibrio químico.
- Analizar el efecto de la adición de un catalizador en una reacción en equilibrio.

### Contenido Teórico:

#### 1. Repaso del Equilibrio Químico:

Recordemos que el equilibrio químico es un estado dinámico en el que la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. Esto implica que las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, aunque las reacciones sigan ocurriendo. La posición del equilibrio se describe mediante la constante de equilibrio,  $K$  ( $K_c$  o  $K_p$ , dependiendo de si las concentraciones o las presiones parciales se utilizan).

#### 2. Principio de Le Châtelier:

El Principio de Le Châtelier establece que si un sistema en equilibrio es sometido a una perturbación (cambio en la concentración, presión, volumen o temperatura), el sistema se desplazará en una dirección que alivie el estrés y restablezca un nuevo estado de equilibrio.

#### 3. Factores que Afectan el Equilibrio:

- **Concentración:**
  - *Adición de un reactivo:* El equilibrio se desplaza hacia la formación de productos para consumir el exceso de reactivo.
  - *Adición de un producto:* El equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos para consumir el exceso de producto.
  - *Remoción de un reactivo:* El equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos para reponer el reactivo removido.
  - *Remoción de un producto:* El equilibrio se desplaza hacia la formación de productos para reponer el producto removido.
- **Presión/Volumen (para reacciones con gases):**
  - *Aumento de presión/Disminución de volumen:* El equilibrio se desplaza hacia el lado de la reacción con *menos* moles de gas.
  - *Disminución de presión/Aumento de volumen:* El equilibrio se desplaza hacia el lado de la reacción con *más* moles de gas.
  - *Adición de un gas inerte:* No afecta el equilibrio si el volumen es constante, ya que no altera las presiones parciales de los reactivos y productos.
- **Temperatura:**
  - *Aumento de temperatura:*
    - \* *Reacción endotérmica* ( $\Delta H > 0$ ): El equilibrio se desplaza hacia la formación de productos (absorbiendo el calor añadido). La constante de equilibrio,  $K$ , aumenta.

- \* *Reacción exotérmica* ( $\Delta H < 0$ ): El equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos (liberando el calor añadido). La constante de equilibrio, K, disminuye.
- *Disminución de temperatura:*
  - \* *Reacción endotérmica* ( $\Delta H > 0$ ): El equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos. La constante de equilibrio, K, disminuye.
  - \* *Reacción exotérmica* ( $\Delta H < 0$ ): El equilibrio se desplaza hacia la formación de productos. La constante de equilibrio, K, aumenta.

- **Catalizador:**

- Un catalizador *no* afecta la posición del equilibrio. Acelera tanto la reacción directa como la inversa en la misma proporción, alcanzando el equilibrio más rápidamente. El catalizador disminuye la energía de activación tanto para la reacción directa como la inversa. Por lo tanto, *no* modifica las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, ni el valor de la constante de equilibrio, K.

#### 4. Casos de Estudio y Ejemplos:

- **Síntesis de Haber-Bosch (Producción de Amoníaco):**  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$   $\Delta H < 0$  (exotérmica)
  - *¿Cómo se optimiza la producción de amoníaco según el Principio de Le Châtelier?*
    - \* Alta presión: Desplaza el equilibrio hacia la derecha (menos moles de gas).
    - \* Baja temperatura: Desplaza el equilibrio hacia la derecha (reacción exotérmica). *Nota: En la práctica, se usa una temperatura moderada (alrededor de 400-500 °C) para lograr una velocidad de reacción aceptable con un catalizador.*
    - \* Eliminación continua de amoníaco: Desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- **Disolución de CO<sub>2</sub> en Agua (Formación de Ácido Carbónico):**  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$   $\Delta H < 0$  (exotérmica)
  - *¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad del CO<sub>2</sub> en bebidas carbonatadas?* A mayor temperatura, menor solubilidad (el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, liberando CO<sub>2</sub>).

#### Problemas Prácticos:

1. **Dada la siguiente reacción reversible:**  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$   $\Delta H = -198 \text{ kJ/mol}$

Predice la dirección en la que se desplazará el equilibrio en respuesta a cada una de las siguientes perturbaciones: \* Aumento de la concentración de SO<sub>2</sub>. \* Disminución de la concentración de O<sub>2</sub>. \* Aumento de la presión total. \* Aumento de la temperatura. \* Adición de un catalizador.

**Solución:** \* Aumento de la concentración de SO<sub>2</sub>: Hacia la derecha (formación de SO<sub>3</sub>). \* Disminución de la concentración de O<sub>2</sub>: Hacia la izquierda (formación de SO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>). \* Aumento de la presión total: Hacia la derecha (menos moles de gas). \* Aumento de la temperatura: Hacia la izquierda (reacción exotérmica). \* Adición de un catalizador: No hay desplazamiento del equilibrio.

2. **Para la reacción:**  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   $\Delta H > 0$

¿Qué condiciones de temperatura y presión favorecerían la descomposición de PCl<sub>5</sub> en PCl<sub>3</sub> y Cl<sub>2</sub>?

**Solución:**

- Alta temperatura (reacción endotérmica)
- Baja presión (más moles de gas en los productos)

3. Considera la reacción en equilibrio:  $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$ . Se encuentra que, a una temperatura dada, K<sub>c</sub> = 4. Si se introducen 2 moles de A y 2 moles de B en un recipiente de 1 L, ¿cuál será la concentración de C en el equilibrio?

**Solución:** \* Establecer la tabla ICE (Inicial, Cambio, Equilibrio) \* A: Inicial = 2, Cambio = -x, Equilibrio = 2-x \* B: Inicial = 2, Cambio = -x, Equilibrio = 2-x \* C: Inicial = 0, Cambio = +x,

$\text{Equilibrio} = x \cdot K_c = \frac{[C]}{([A][B])} = \frac{x}{((2-x)(2-x))} = 4 \cdot x = 4(2-x)^2 \cdot x = 4(4 - 4x + x^2) \cdot x$   
 $= 16 - 16x + 4x^2 \cdot 4x^2 - 17x + 16 = 0$  \* Resolviendo la ecuación cuadrática, obtenemos  $x = 2.76$  o  
 $x = 1.50$  \* Dado que la concentración de A y B inicialmente es 2, el valor de x no puede ser mayor que  
 2. Por lo tanto,  $x = 1.50$ . \*  $[C]$  en el equilibrio  $= 1.50 \text{ M}$ .

#### **Materiales Complementarios Recomendados:**

- Libros de texto de Química General.
- Simulaciones interactivas sobre equilibrio químico y el Principio de Le Châtelier (ej. simulaciones PhET de la Universidad de Colorado).
- Videos explicativos sobre equilibrio químico y factores que lo afectan en plataformas como YouTube.
- Ejercicios resueltos adicionales de equilibrio químico. ““