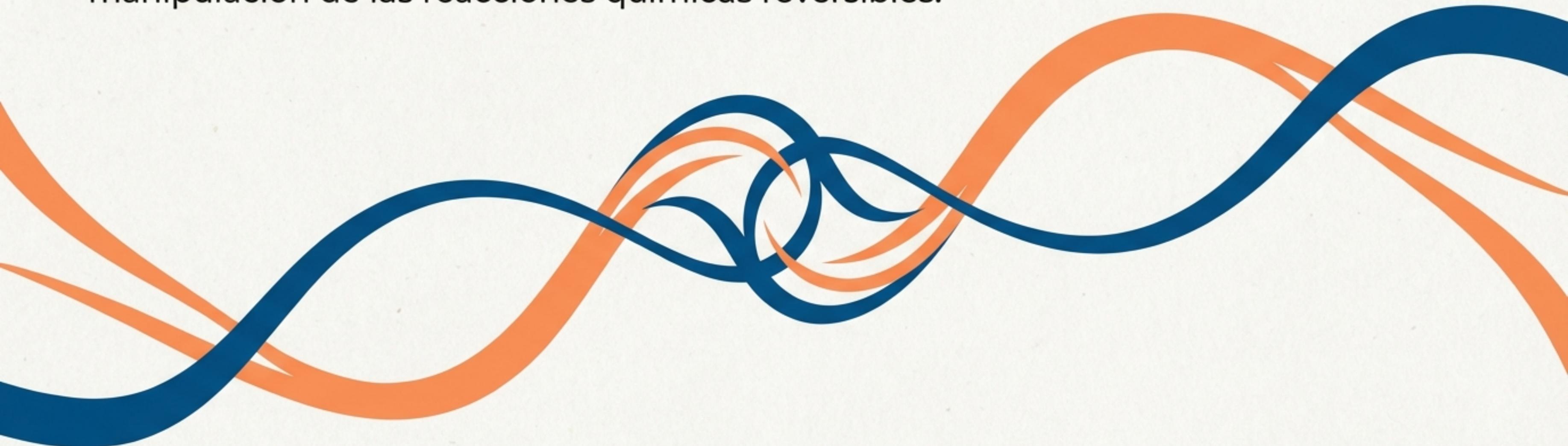


# El Baile Químico

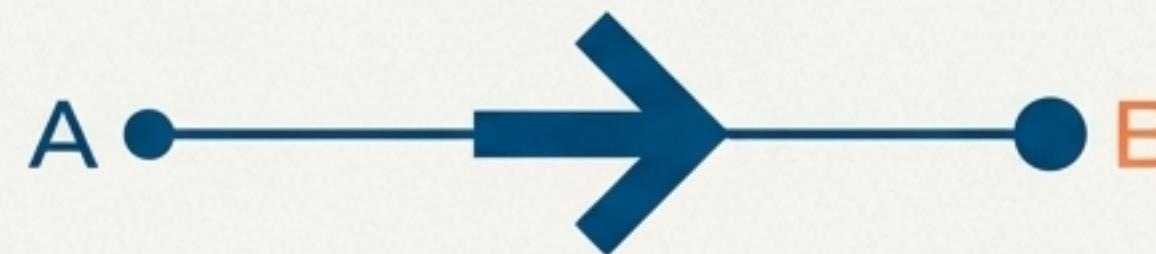
## Dominando el Arte del Equilibrio

Una guía visual sobre los principios, la predicción y la manipulación de las reacciones químicas reversibles.

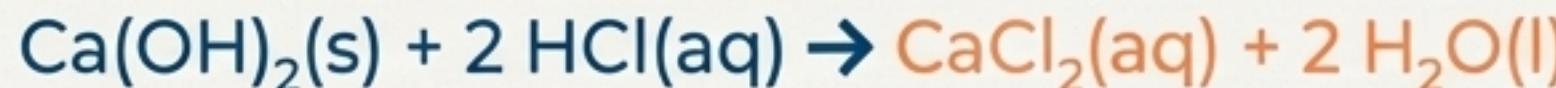


# Algunas reacciones son un viaje de ida y vuelta.

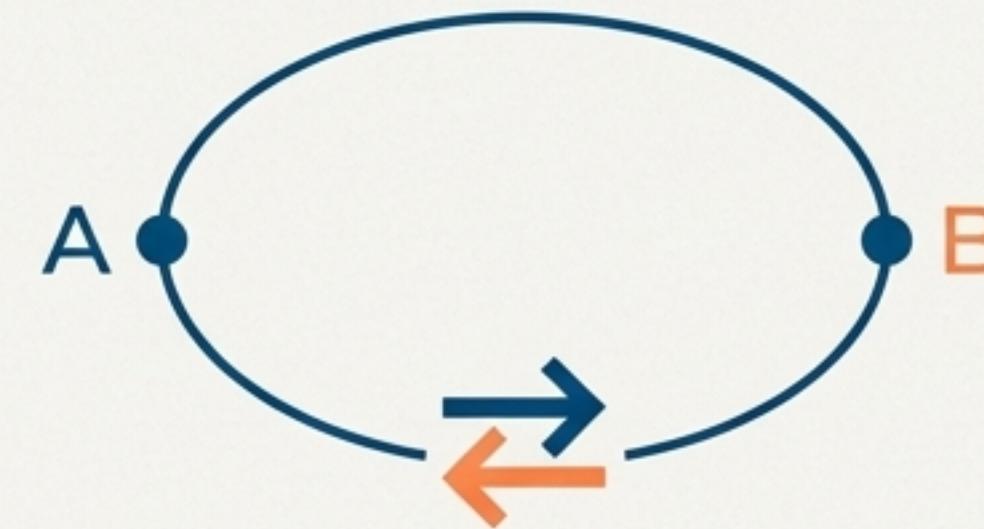
## Irreversibles (→)



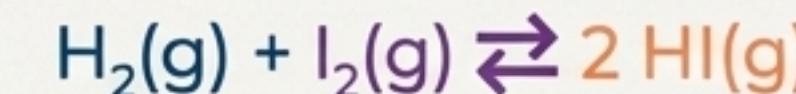
Transcurren hasta que al menos uno de los reactivos se consume totalmente.  
Tienen un final definitivo.



## Reversibles (⇄)

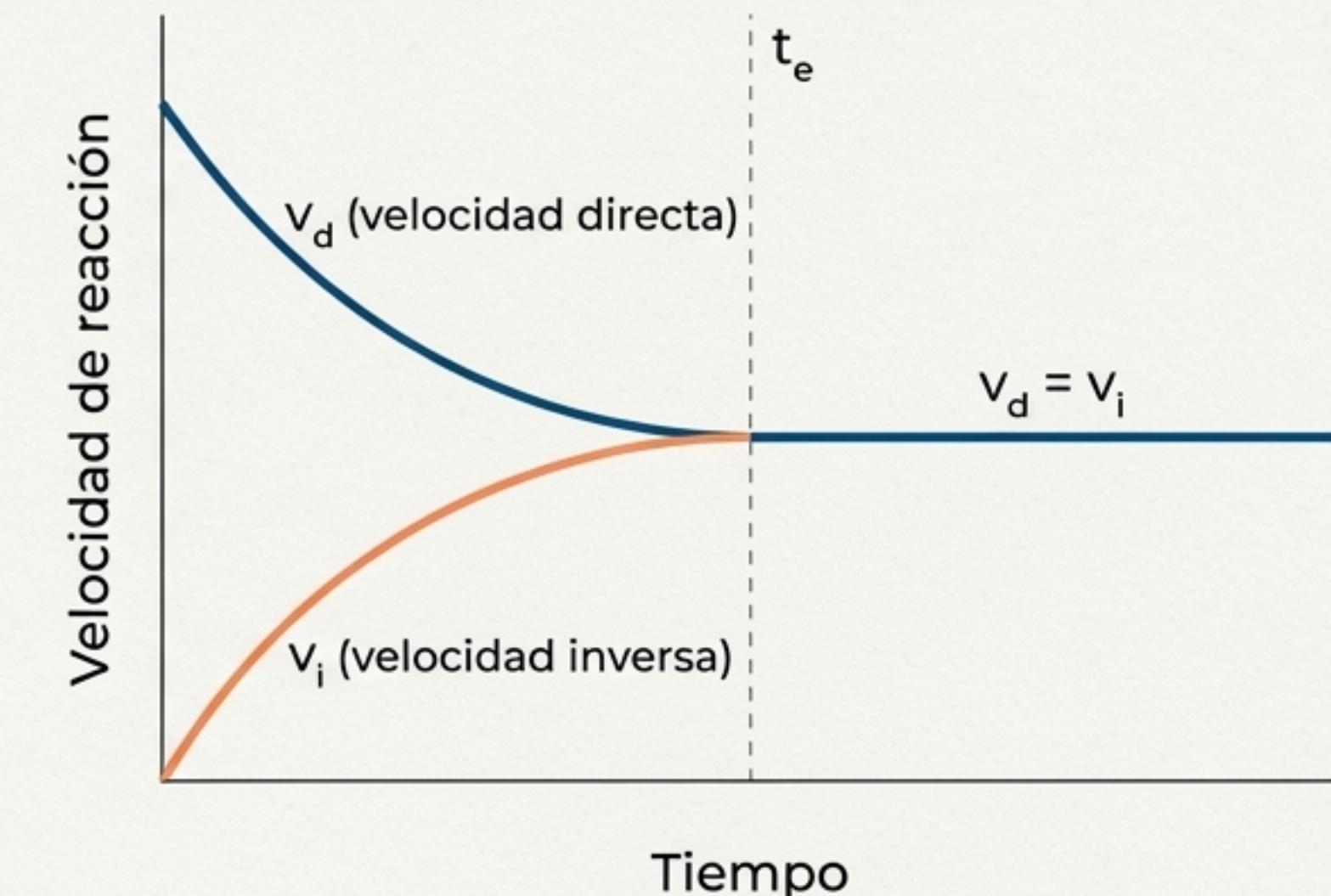
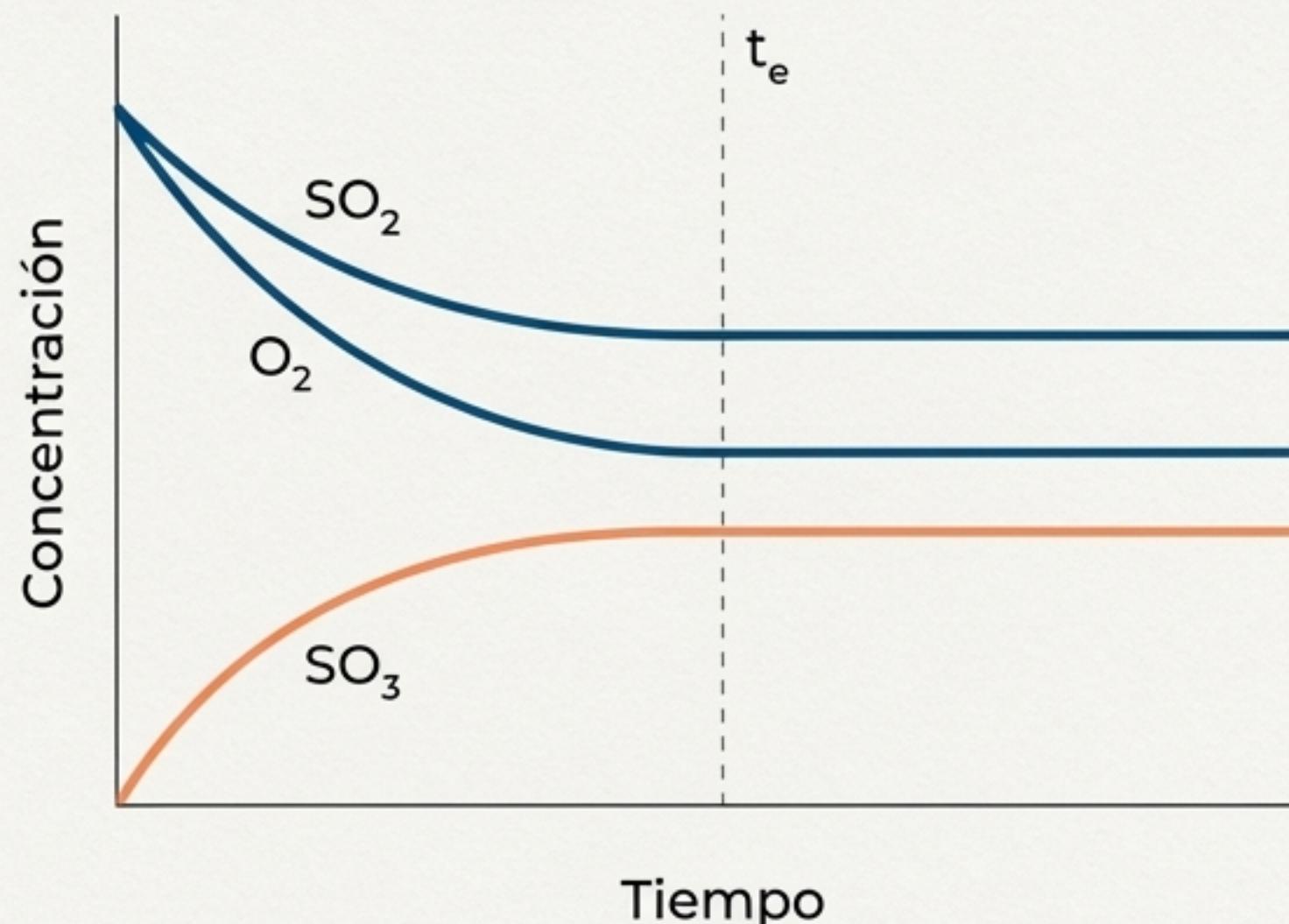


La reacción transcurre sin que ningún reactivo se consuma por completo. Los productos pueden reaccionar entre sí para formar de nuevo los reactivos.



# El equilibrio no es un estado de reposo, sino de balance perfecto.

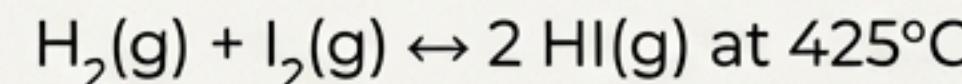
Se alcanza el equilibrio químico cuando las velocidades de la reacción directa ( $v_d$ ) e inversa ( $v_i$ ) se igualan. A partir de este momento, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, aunque las reacciones continúan ocurriendo en ambos sentidos.



# La Ley de Acción de Masas: Poniendo ritmo al equilibrio.

Para una reacción general  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ , existe una relación matemática constante a una temperatura dada.

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

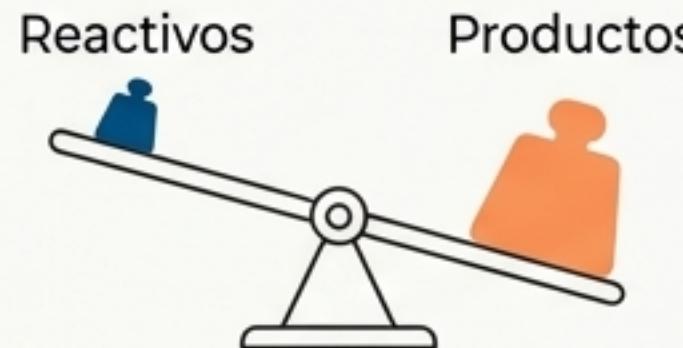
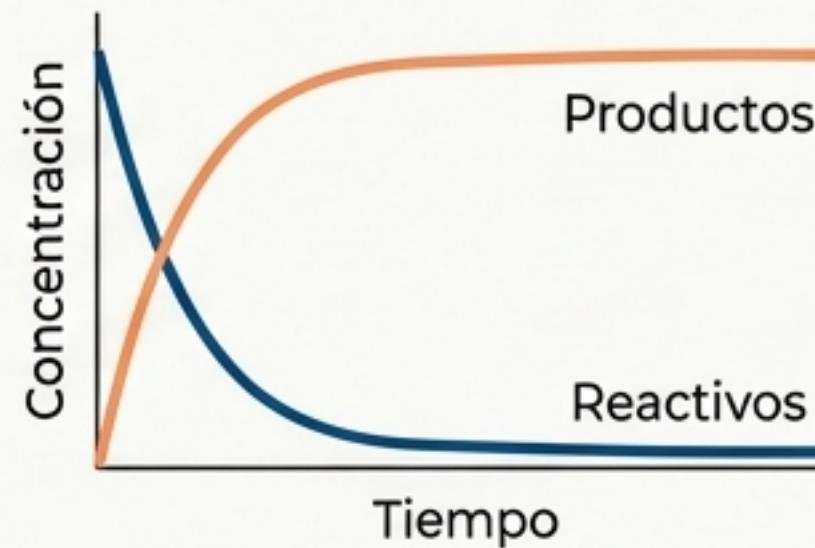


Experimento	$[H_2] \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$[I_2] \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$[HI] \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$[HI]^2 / ([H_2][I_2])$
I	0,0213	0,0213	0,1573	54,5
II	0,0427	0,0427	0,3148	54,5
III	0,0320	0,0320	0,2360	54,5
IV	0,0266	0,0266	0,1968	54,5

Este valor constante es la constante de equilibrio,  $K_c$ . Su valor depende exclusivamente de la temperatura.

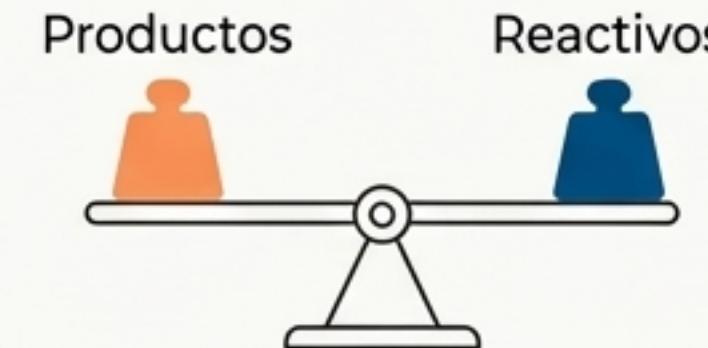
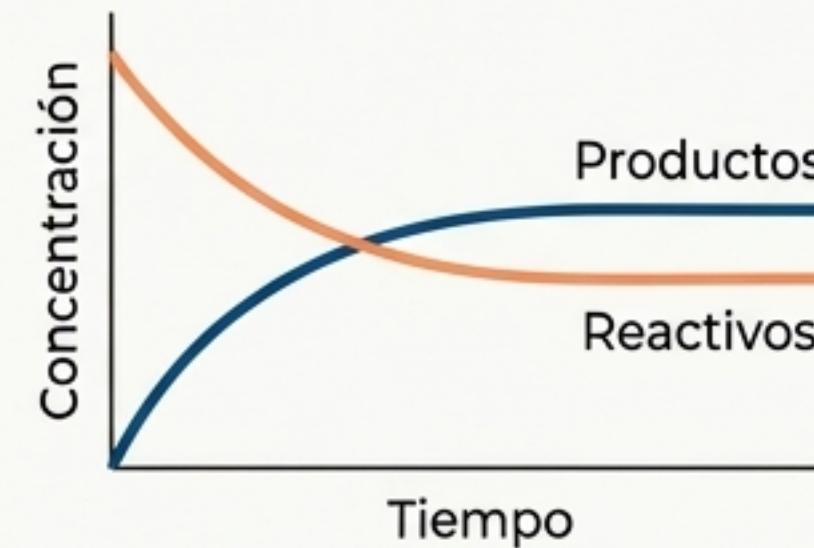
# El valor de K revela el protagonista del baile.

## **K muy grande ( $K \gg 1$ )**



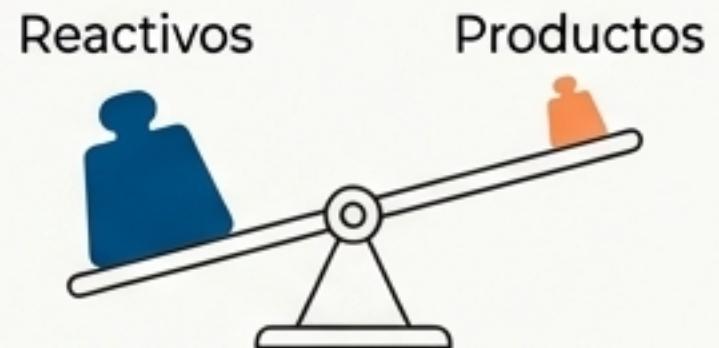
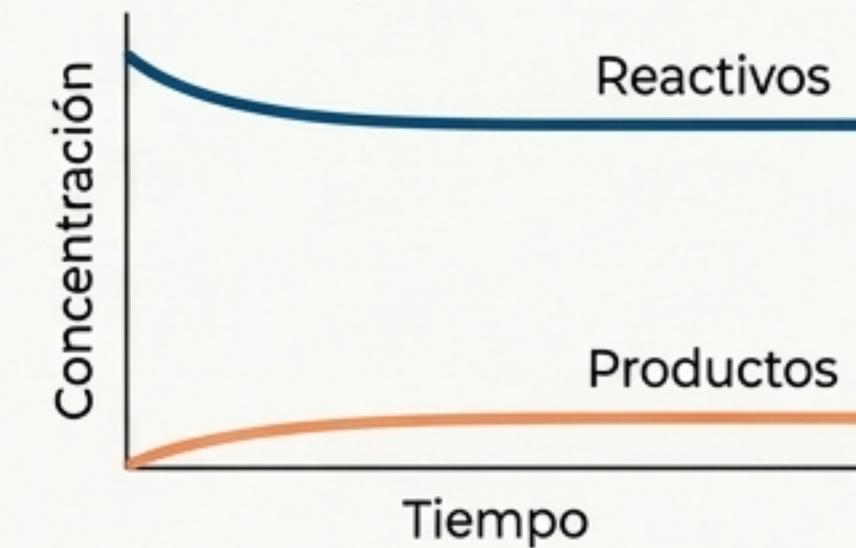
El equilibrio está desplazado hacia la derecha.  
Predominan los productos.

## **$K \approx 1$**



En el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son similares.

## **$K$ muy pequeña ( $K \ll 1$ )**



El equilibrio está desplazado hacia la izquierda.  
Predominan los reactivos.

# Para los gases, la presión parcial es el lenguaje del equilibrio.

**Concepto:** En mezclas gaseosas, es más conveniente medir las presiones parciales que las concentraciones. Se define una nueva **constante,  $K_p$** .



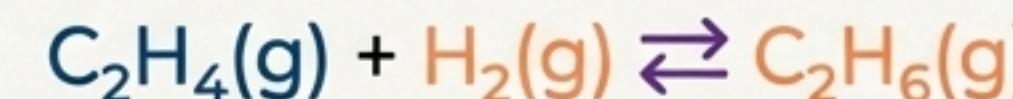
$$K_p = \frac{P[C]^c \cdot P[D]^d}{P[A]^a \cdot P[B]^b}$$

**La Relación Clave:**

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

$\Delta n = (\text{moles de productos gaseosos}) - (\text{moles de reactivos gaseosos})$

**Ejemplo Práctico:**



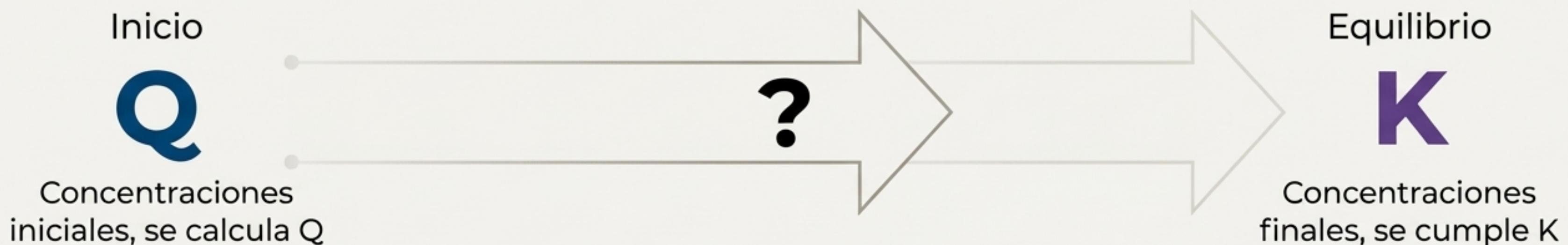
$$\Delta n = 1 - (1 + 1) = -1$$

$$K_p = 5 \cdot 10^{17} * (0.082 * 298)^{-1} = 2.04 \cdot 10^{16} \text{ atm}^{-1}$$

# Si K es el destino, el cociente de reacción (Q) es nuestra posición actual.

El cociente de reacción, Q, tiene la misma expresión matemática que  $K_c$ , pero se calcula utilizando las concentraciones en *cualquier* instante de la reacción, no solo en el equilibrio.

$$Q_c = \frac{[C]_0^c [D]_0^d}{[A]_0^a [B]_0^b}$$

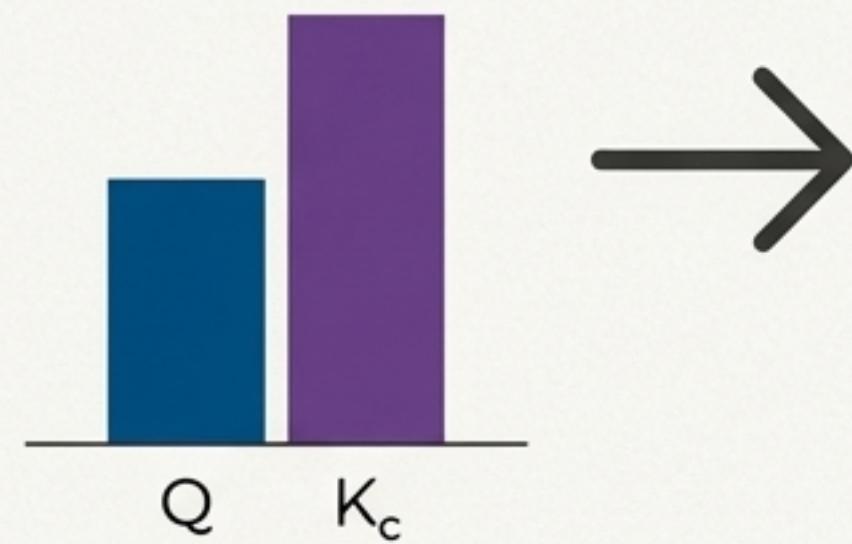


Al comparar el valor de Q en un momento dado con el valor de K (el destino), podemos predecir en qué sentido evolucionará la reacción para alcanzar el equilibrio.

**¿Hacia dónde se desplaza el sistema?**

# Comparar $Q$ con $K_c$ predice el futuro de la reacción.

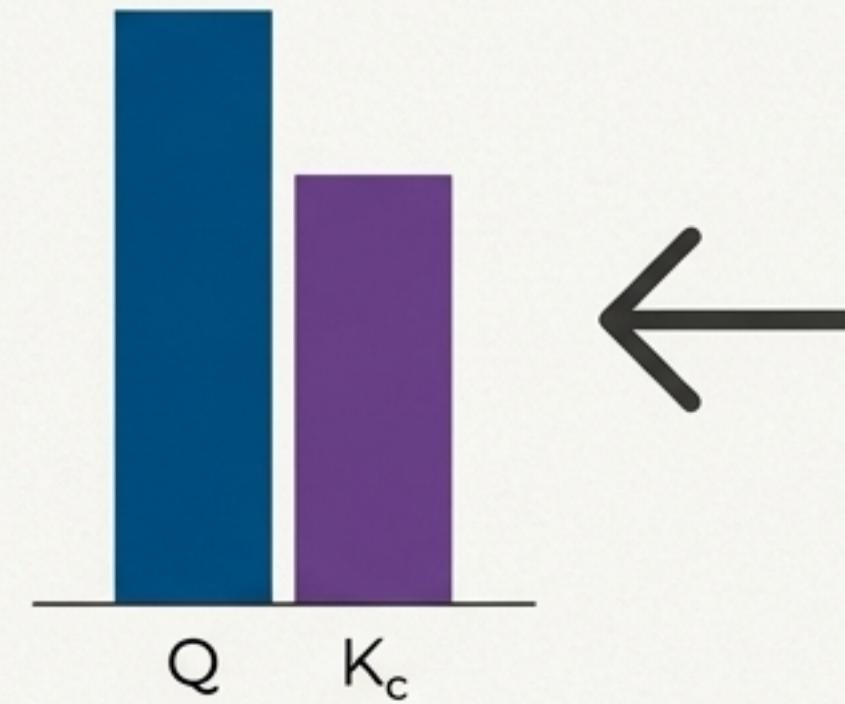
$$Q < K_c$$



La relación de productos a reactivos es demasiado baja.

**La reacción se desplaza hacia la derecha ( $\rightarrow$ ) para formar más productos.**

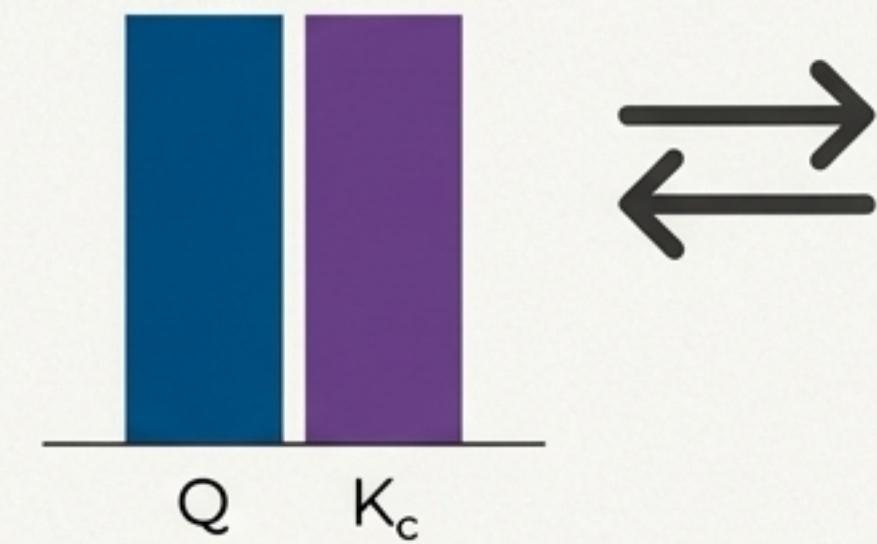
$$Q > K_c$$



La relación de productos a reactivos es demasiado alta.

**La reacción se desplaza hacia la izquierda ( $\leftarrow$ ) para formar más reactivos.**

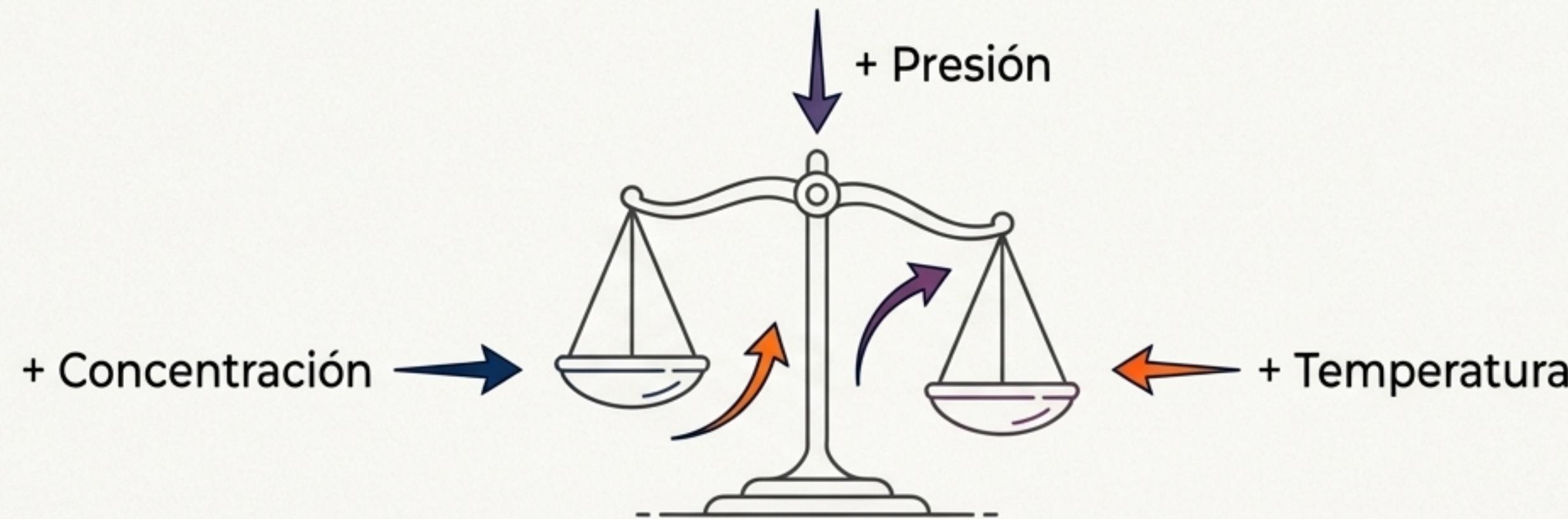
$$Q = K_c$$



El sistema ha alcanzado su destino.

**El sistema está en equilibrio.**

# Principio de Le Châtelier: El sistema se resiste al cambio



“Un sistema en equilibrio químico, sometido a una perturbación externa, reacciona en el sentido necesario para que la causa perturbadora quede, en lo posible, contrarrestada.” — Henry Louis Le Châtelier (1888)

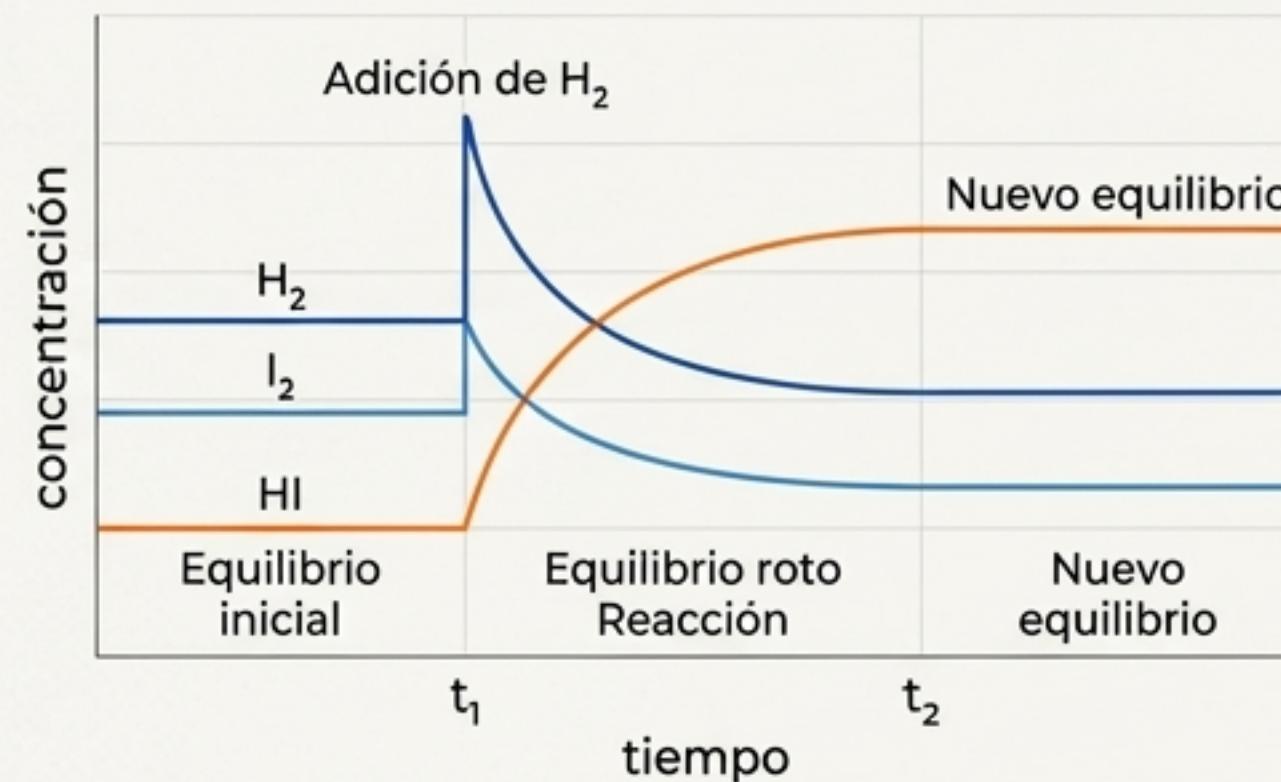
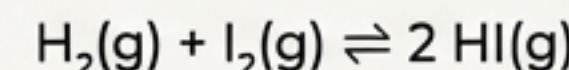
Cuando un sistema en equilibrio es perturbado, se ajustará para minimizar el efecto de esa perturbación y encontrar un nuevo estado de equilibrio.

# Cómo influir en el baile: Concentración y Presión.

## Efecto de la Concentración

### Principio:

Si se añade una sustancia (reactivo o producto), el equilibrio se desplaza para consumirla. Si se retira, se desplaza para producirla.



## Efecto de la Presión/Volumen

### Principio:

Un aumento de presión (disminución de volumen) desplaza el equilibrio hacia el lado con menos moles de gas. Una disminución de presión hace lo contrario.

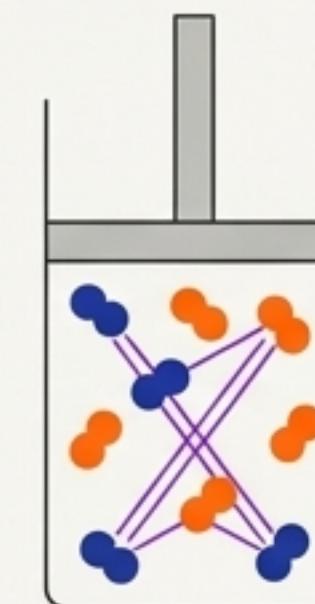


Ilustración 1:  
Equilibrio inicial

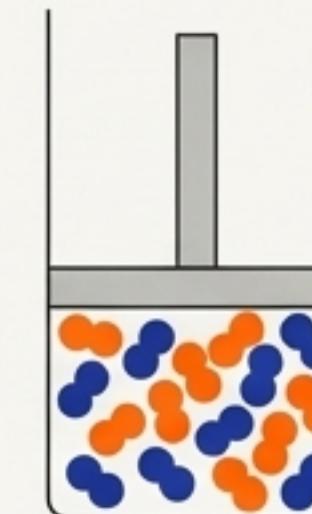


Ilustración 2:  
Perturbación

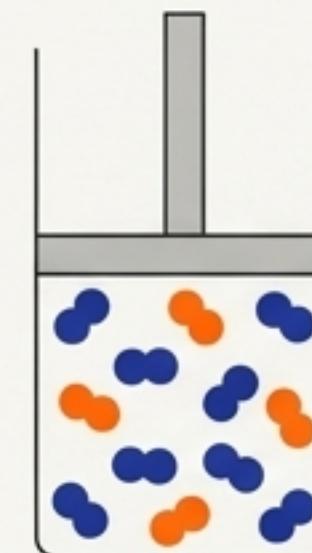


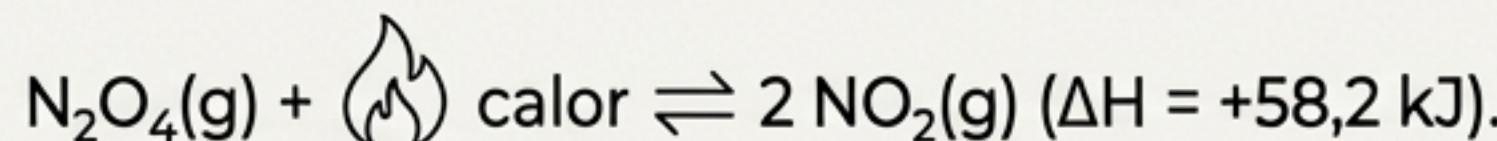
Ilustración 3:  
Nuevo equilibrio

# Cómo influir en el baile: Temperatura y Catalizadores.

## Efecto de la Temperatura

**Principio:** Es el único factor que cambia el valor de la constante de equilibrio (K).

- Un **aumento** de temperatura favorece la reacción **endotérmica** (la que absorbe calor).
- Una **disminución** de temperatura favorece la reacción **exotérmica** (la que libera calor).



Al calentar, el equilibrio se desplaza a la derecha para 'absorber' ese calor.

## Efecto de un Catalizador

**Principio:** Un catalizador acelera por igual las reacciones directa e inversa.

No afecta a la composición del sistema en equilibrio. No cambia el valor de K.

**Hace que el equilibrio se alcance más rápido.**



# Equilibrios heterogéneos: Cuando no todos bailan.

**Concepto Clave:** Una reacción es heterogénea cuando reactivos y productos están en distintas fases (sólido, líquido, gas).

**La Regla de Oro:** La concentración de un sólido o un líquido puro a una temperatura dada tiene un valor constante. Por lo tanto, se excluyen de la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .



$$K_c = \frac{[\text{CaO}(\text{s})][\text{CO}_2(\text{g})]}{[\text{CaCO}_3(\text{s})]} \rightarrow K_c = [\text{CO}_2(\text{g})]$$

$$K_c = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$$

# Equilibrio de solubilidad: El límite de la disolución

## Concepto:

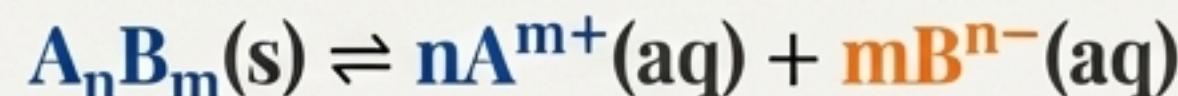
Una disolución saturada es un equilibrio dinámico entre el soluto sólido no disuelto y sus iones en disolución.

## Definición:

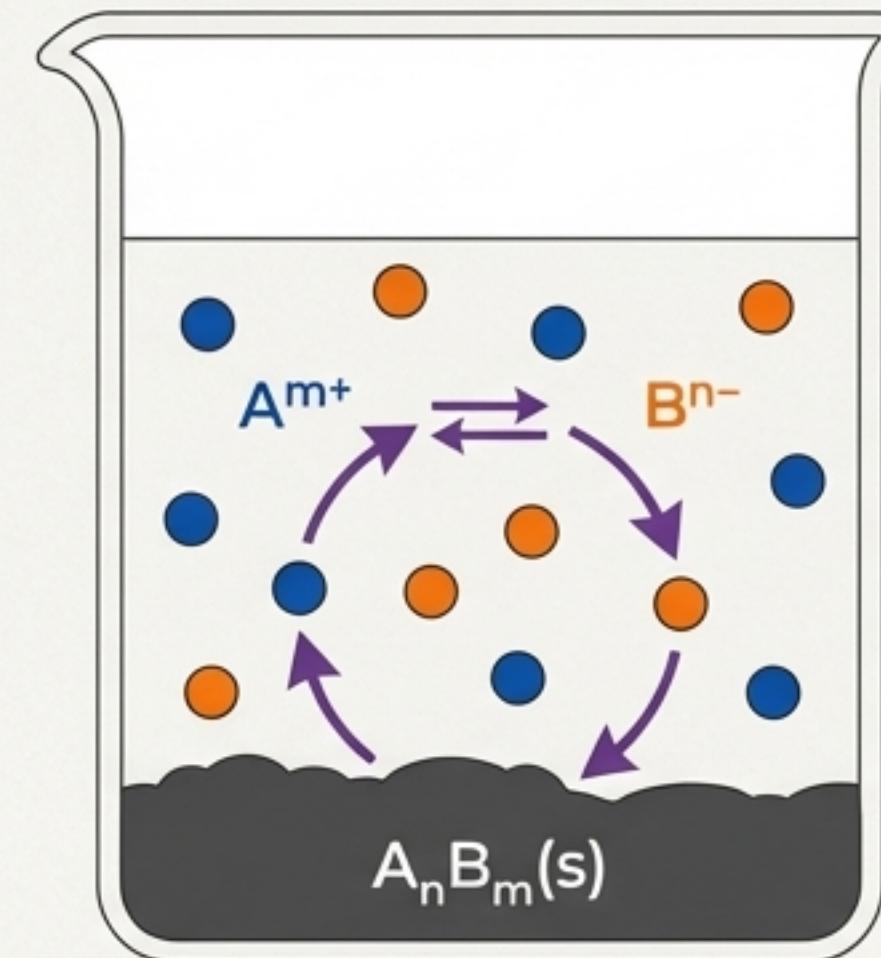
La solubilidad ( $s$ ) es la concentración máxima de un soluto que puede disolverse en un disolvente a una temperatura específica.

## Producto de Solubilidad ( $K_{sp}$ ):

Para un equilibrio de una sal iónica poco soluble, se define la constante del producto de solubilidad.



$$K_{sp} = [A^{m+}]^n[B^{n-}]^m$$



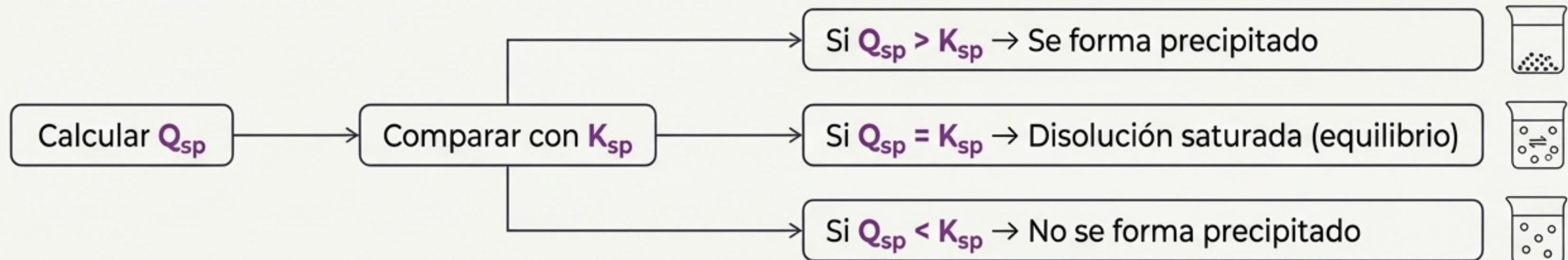
## Características:

- Depende de la temperatura.
- No incluye al sólido en su expresión.
- Las concentraciones se expresan en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

# K<sub>sp</sub> en acción: Predecir la precipitación y manipular la solubilidad.

## Predicción de Precipitación

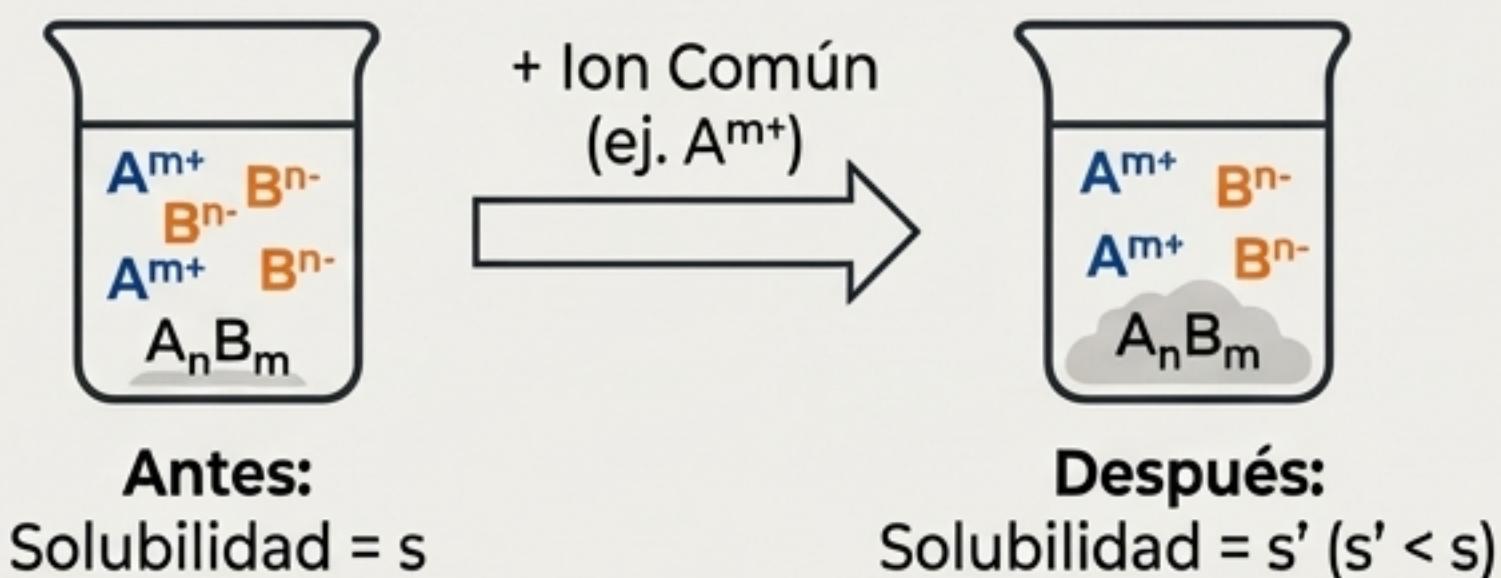
Herramienta: Producto Iónico,  $Q_{sp} = [A^{m+}]_0^n[B^{n-}]_0^m$ . Se calcula con las concentraciones iniciales.



## Manipulación (Efecto del Ion Común)

**Principio:** Aplicación de Le Châtelier: Al añadir un ion común, el equilibrio  $A_nB_m(s) \rightleftharpoons nA^{m+}(aq) + mB^{n-}(aq)$  se desplaza hacia la izquierda.

**Resultado:** La solubilidad (s) de la sal disminuye.



# Has dominado el lenguaje, las reglas y el arte de dirigir el baile químico.

1



## La Naturaleza del Baile.

El equilibrio es un **balance dinámico** donde las velocidades de las reacciones opuestas se igualan.

2



## La Música de la Reacción.

Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  cuantifican la posición del equilibrio a una temperatura dada.

3



## El Oráculo Químico.

Comparando el cociente de reacción  $Q$  con la constante  $K$ , predecimos la dirección del cambio.

4



## La Batuta del Director.

El **Principio de Le Châtelier** nos permite desplazar el equilibrio alterando la concentración, la presión o la temperatura.

5



## Bailes Especializados.

Los mismos principios rigen sistemas complejos como los equilibrios **heterogéneos** y de **solubilidad** ( $K_{sp}$ ).