

El Baile Químico

Dominando el Arte del Equilibrio

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

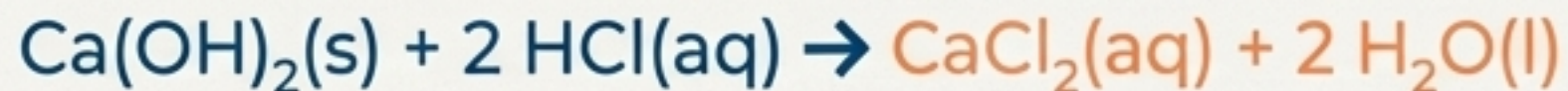


Algunas reacciones son un viaje de ida y vuelta.

Irreversibles (\rightarrow)



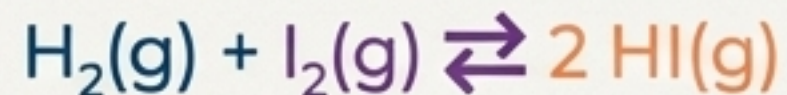
Transcurren hasta que al menos uno de los reactivos se consume totalmente. Tienen un final definitivo.



Reversibles (\rightleftharpoons)

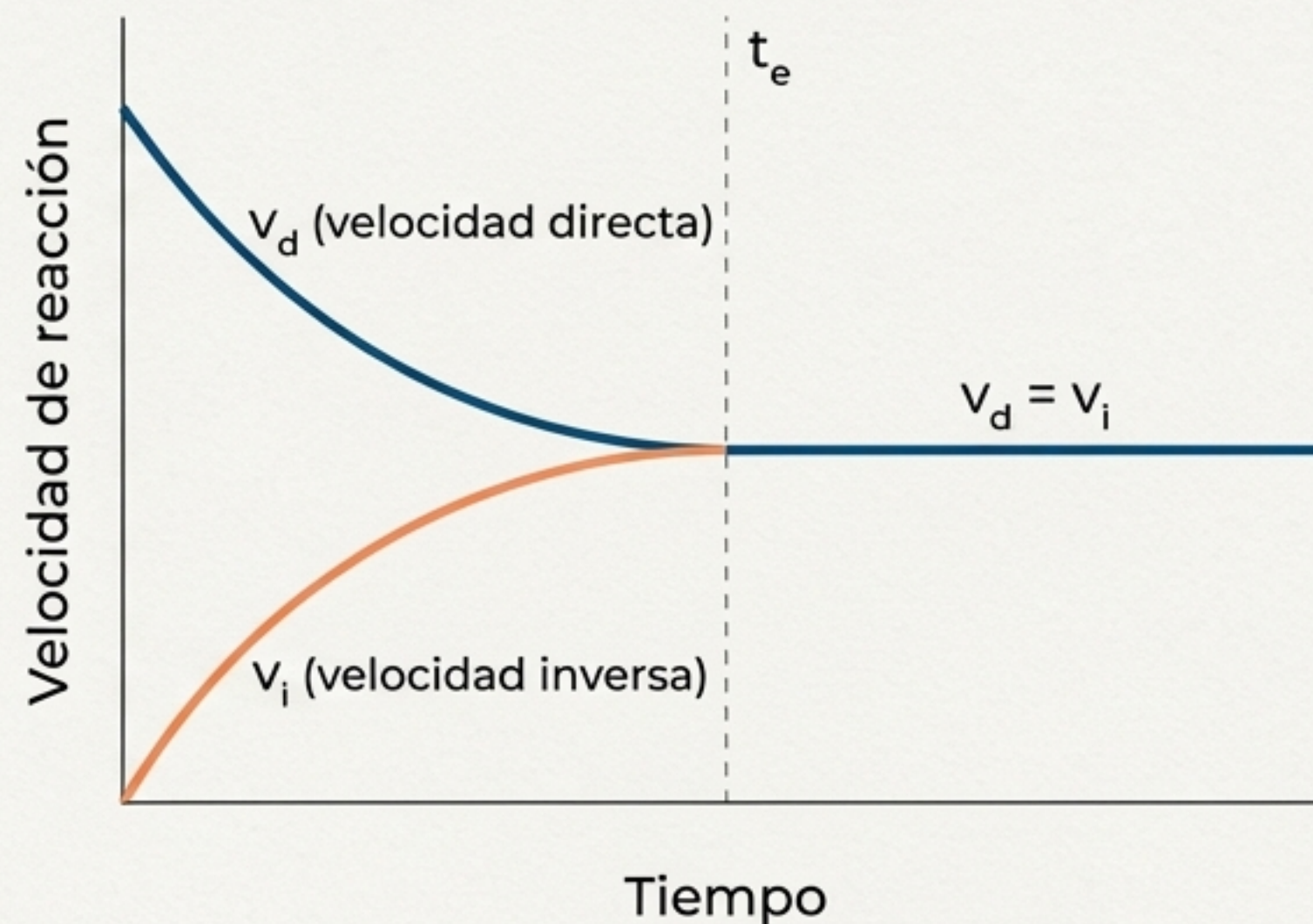
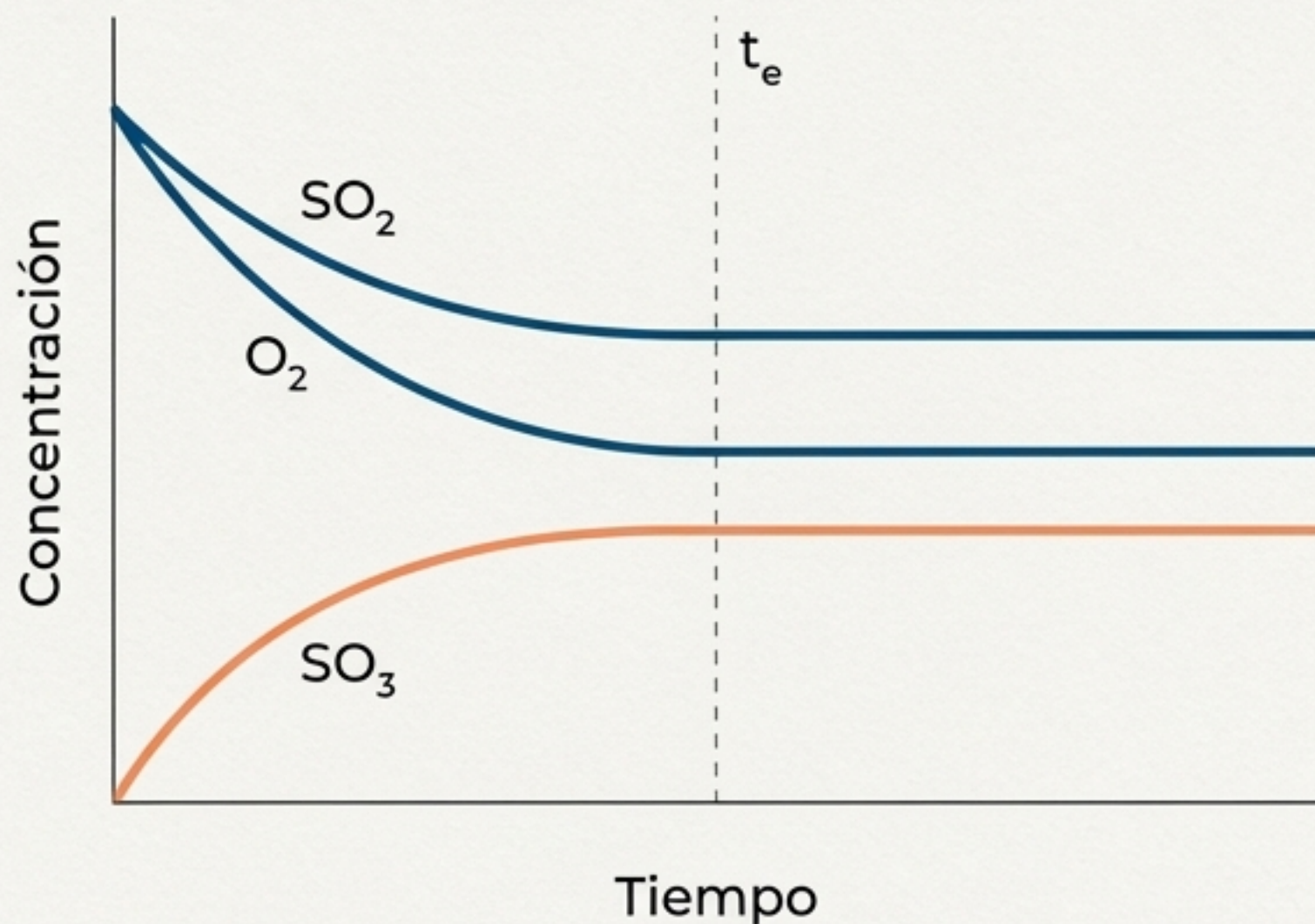


La reacción transcurre sin que ningún reactivo se consuma por completo. Los productos pueden reaccionar entre sí para formar de nuevo los reactivos.



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

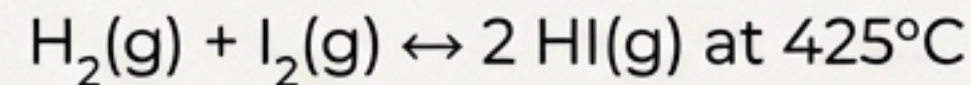
Se alcanza el equilibrio químico cuando las velocidades de la reacción directa (v_d) e inversa (v_i) se igualan. A partir de este momento, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, aunque las reacciones continúan ocurriendo en ambos sentidos.



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.

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

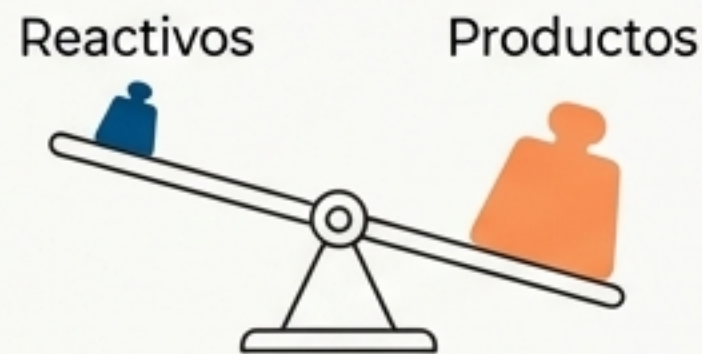
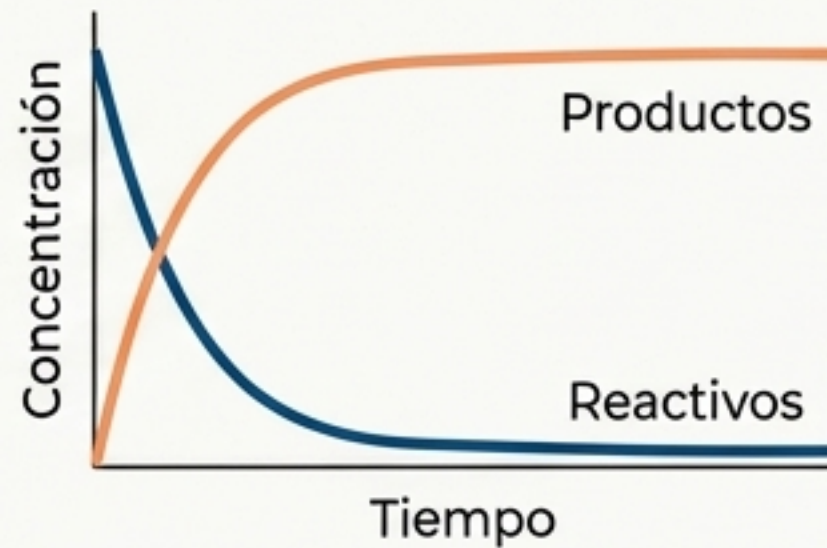


Experimento	$[H_2]$ (mol L ⁻¹)	$[I_2]$ (mol L ⁻¹)	$[HI]$ (mol L ⁻¹)	$[HI]^2 / ([H_2][I_2])$
I	0,0213	0,0213	0,1573	54,5
II	0,0427	0,0427	0,3148	54,5
III	0,0320	0,0320	0,2360	54,5
IV	0,0266	0,0266	0,1968	54,5

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

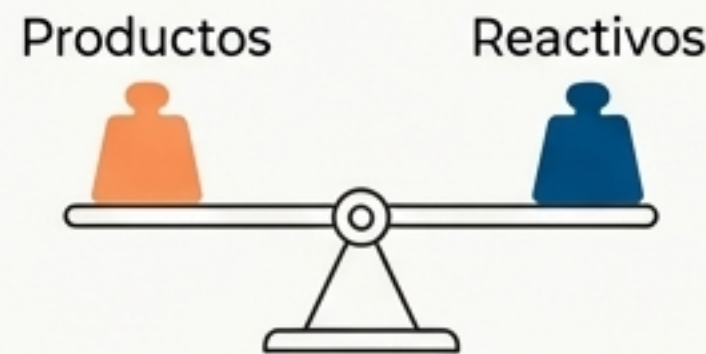
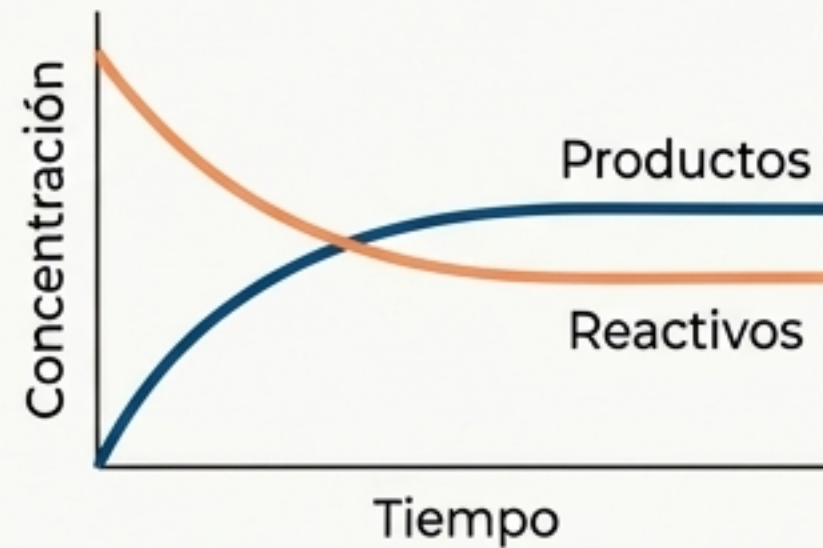
El valor de K revela el protagonista del baile.

K muy grande ($K \gg 1$)



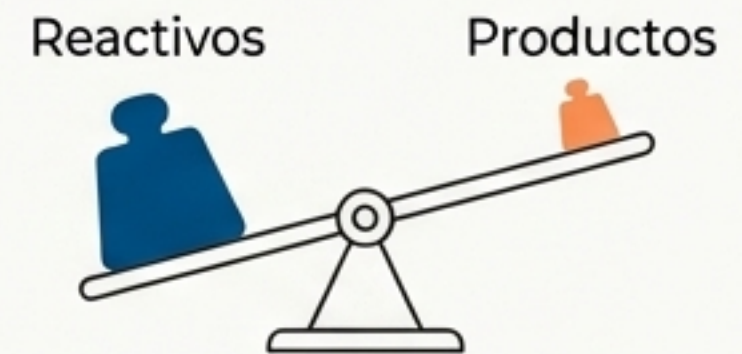
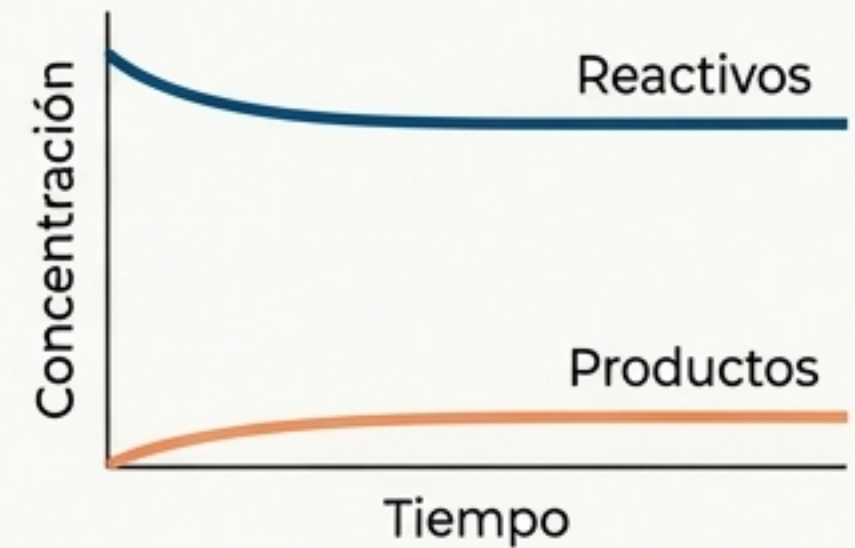
El equilibrio está desplazado hacia la derecha.
Predominan los productos.

$K \approx 1$



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** .



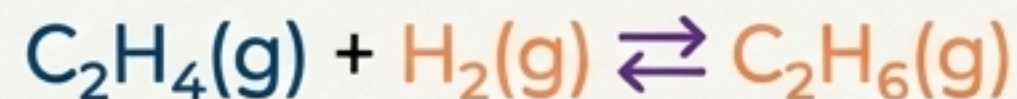
$$K_p = \frac{P[C]^c \cdot P[D]^d}{P[A]^a \cdot P[B]^b}$$

La Relación Clave:

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

Δn = (moles de productos gaseosos) -
(moles de reactivos gaseosos)

Ejemplo Práctico:



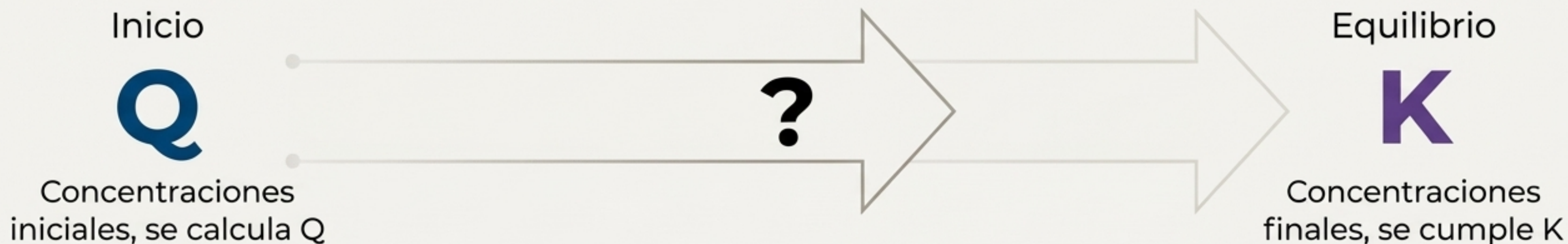
$$\Delta n = 1 - (1 + 1) = -1$$

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

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.

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

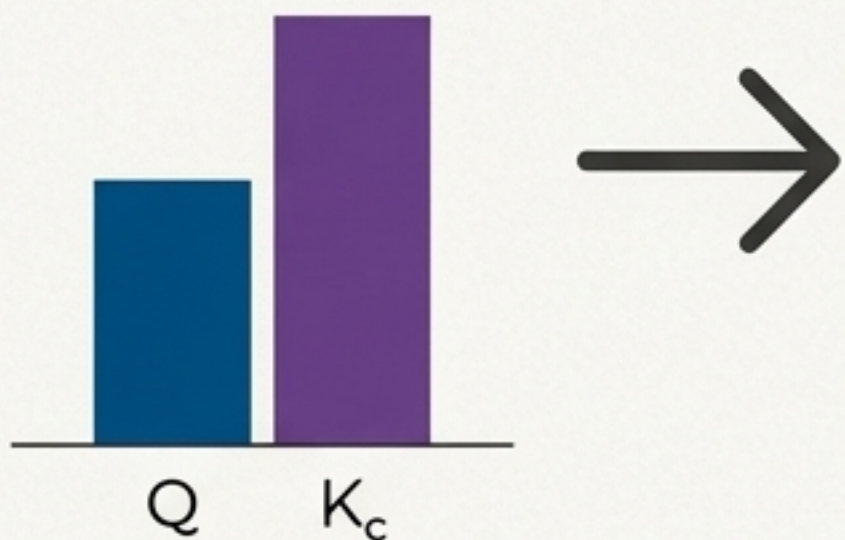


Al comparar el valor de Q en un momento dado con el valor de K (el destino), podemos predecir en qué sentido evolucionará la reacción para alcanzar el equilibrio.

¿Hacia dónde se desplaza el sistema?

Comparar Q con K predice el futuro de la reacción.

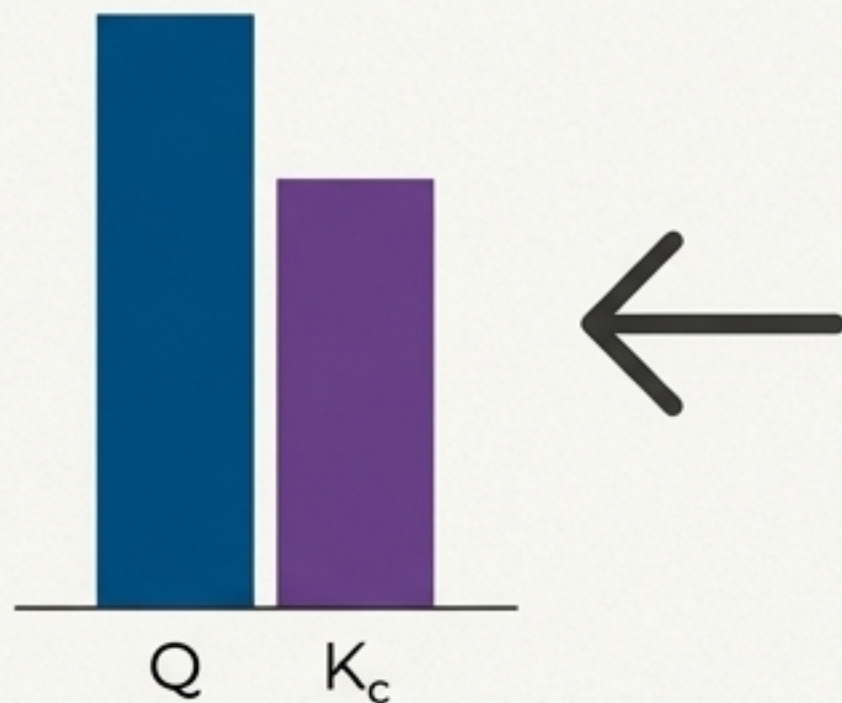
$$Q < K_c$$



La relación de productos a reactivos es demasiado baja.

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

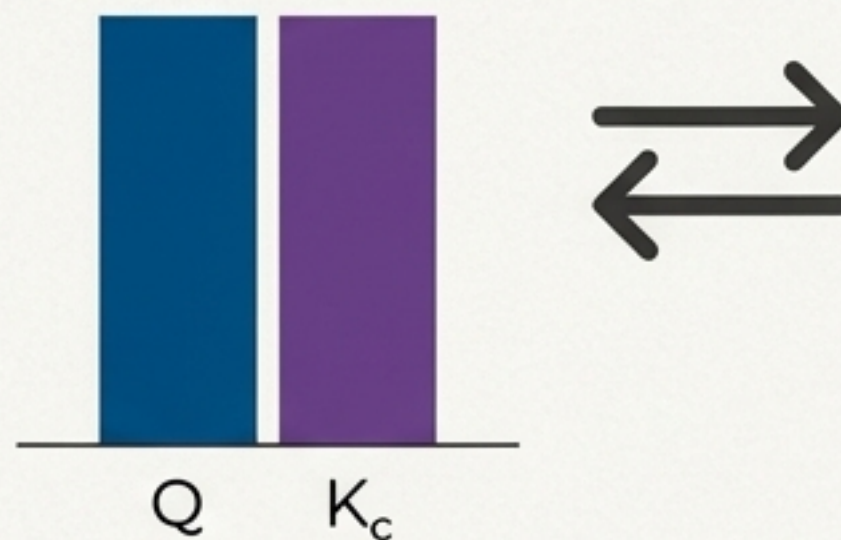
$$Q > K_c$$



La relación de productos a reactivos es demasiado alta.

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

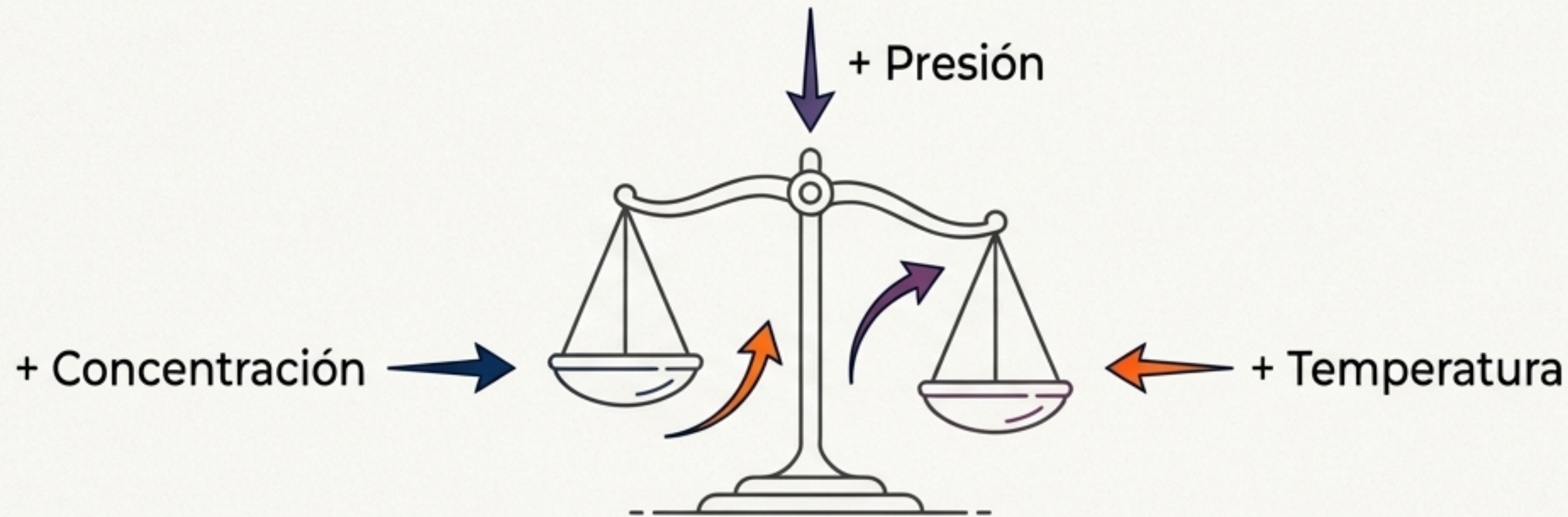
$$Q = K_c$$



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)

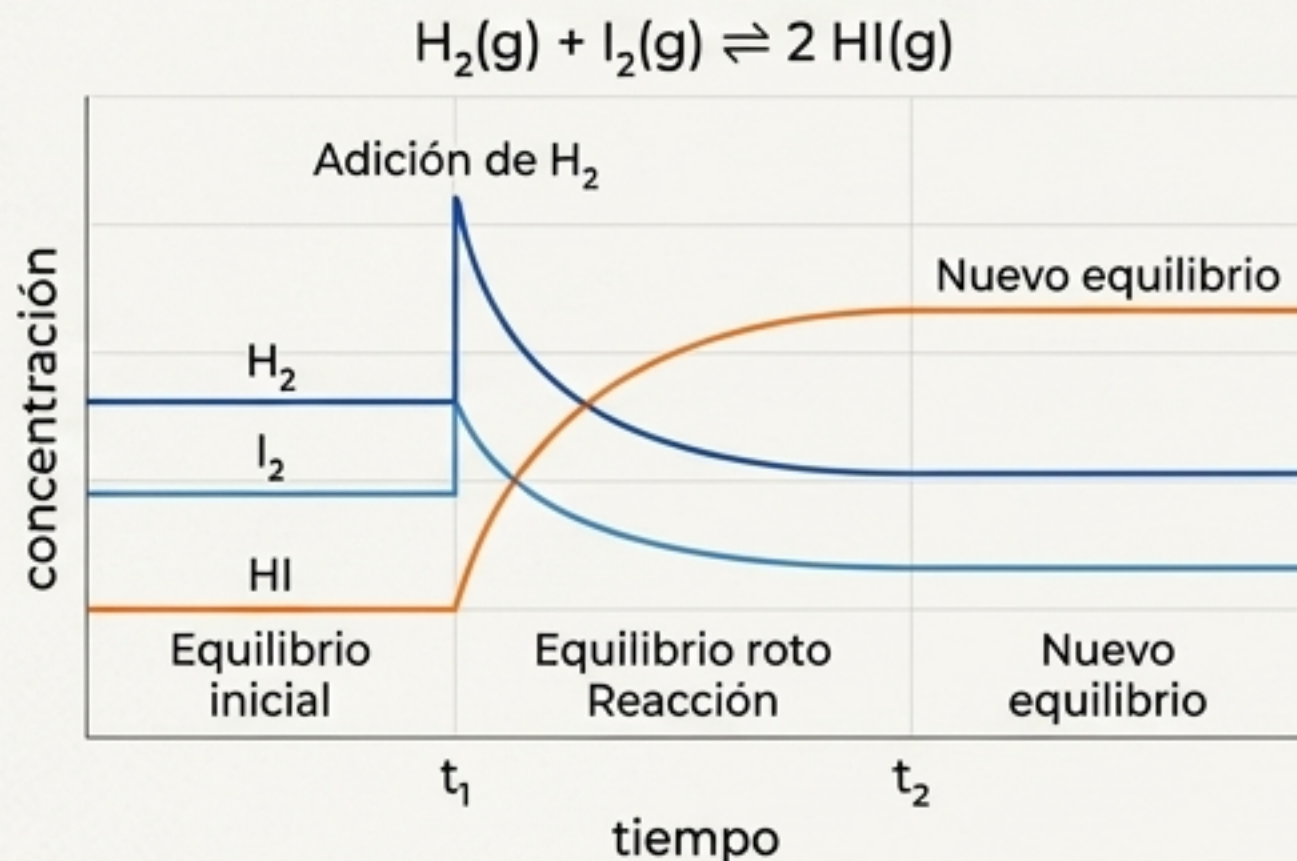
Cuando un sistema en **equilibrio** es **perturbado**, se ajustará para **minimizar** el efecto de esa perturbación y encontrar un nuevo estado de equilibrio.

Cómo influir en el baile: Concentración y Presión.

Efecto de la Concentración

Principio:

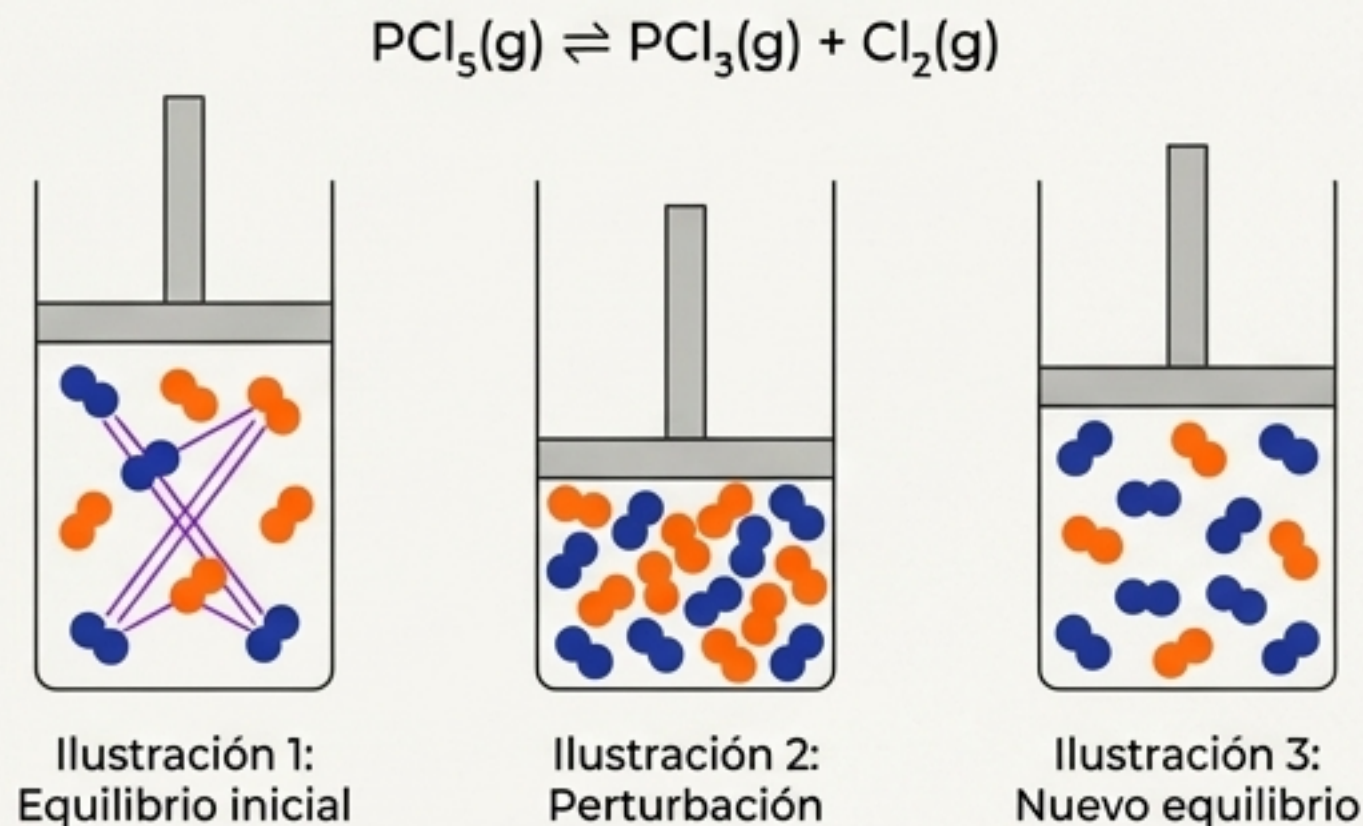
Si se añade una sustancia (reactivo o producto), el equilibrio se desplaza para consumirla. Si se retira, se desplaza para producirla.



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.

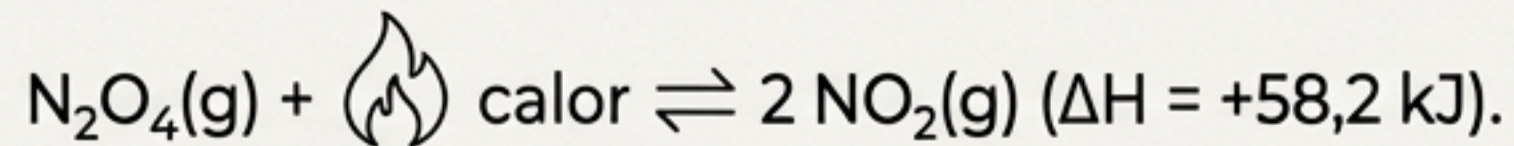


Cómo influir en el baile: Temperatura y Catalizadores.

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.

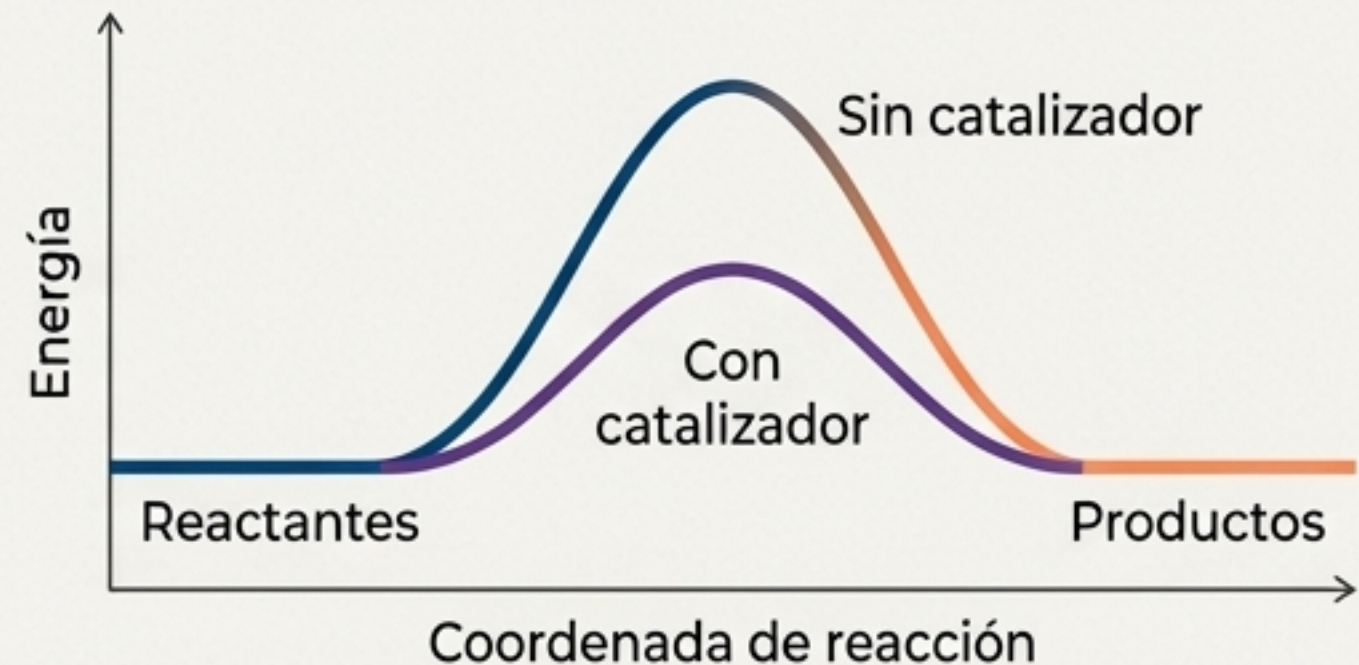
Efecto de un Catalizador



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:

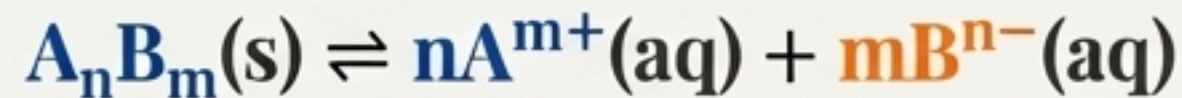
Una disolución saturada es un equilibrio dinámico entre el soluto sólido no disuelto y sus iones en disolución.

Definición:

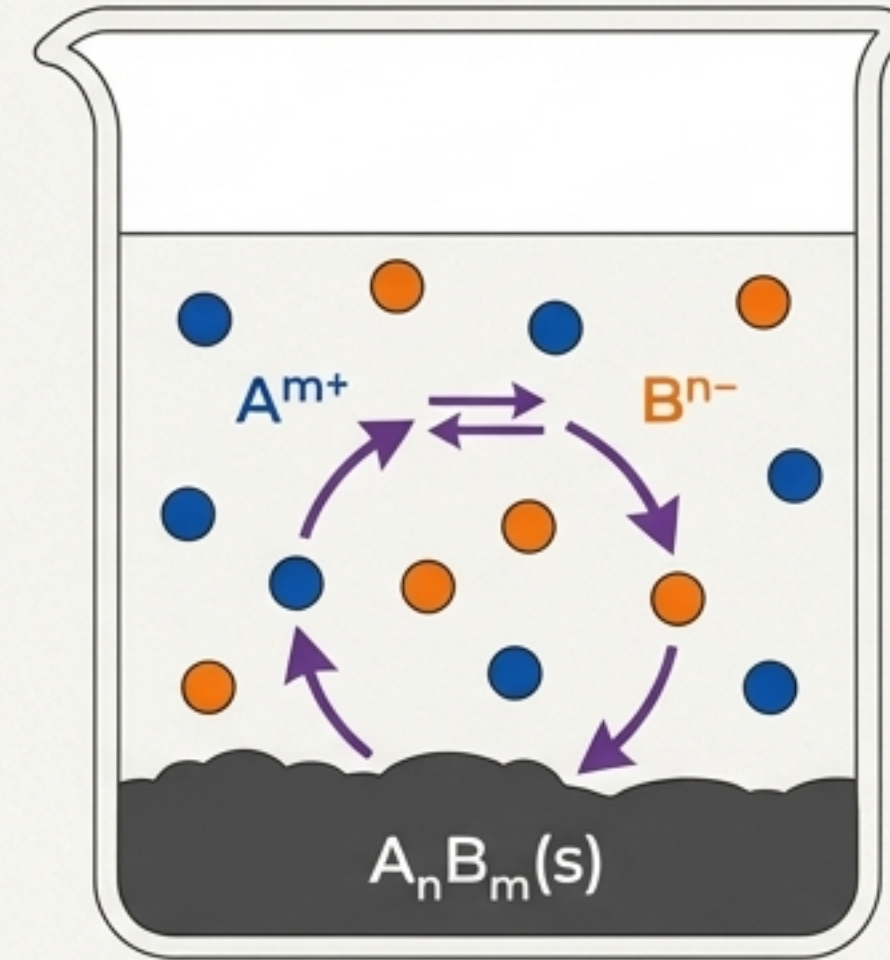
La solubilidad (s) es la concentración máxima de un soluto que puede disolverse en un disolvente a una temperatura específica.

Producto de Solubilidad (Ksp):

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



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



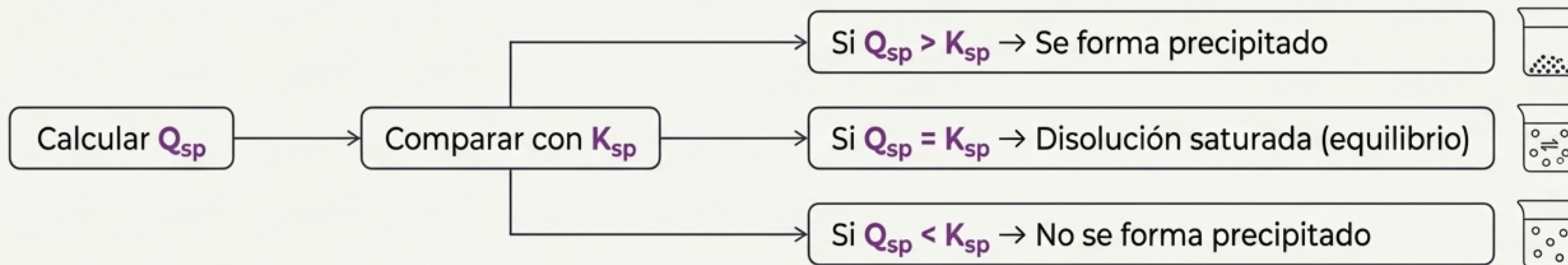
Características:

- Depende de la temperatura.
- No incluye al sólido en su expresión.
- Las concentraciones se expresan en mol·L⁻¹.

K_{sp} en acción: Predecir la precipitación y manipular la solubilidad.

Predicción de Precipitación

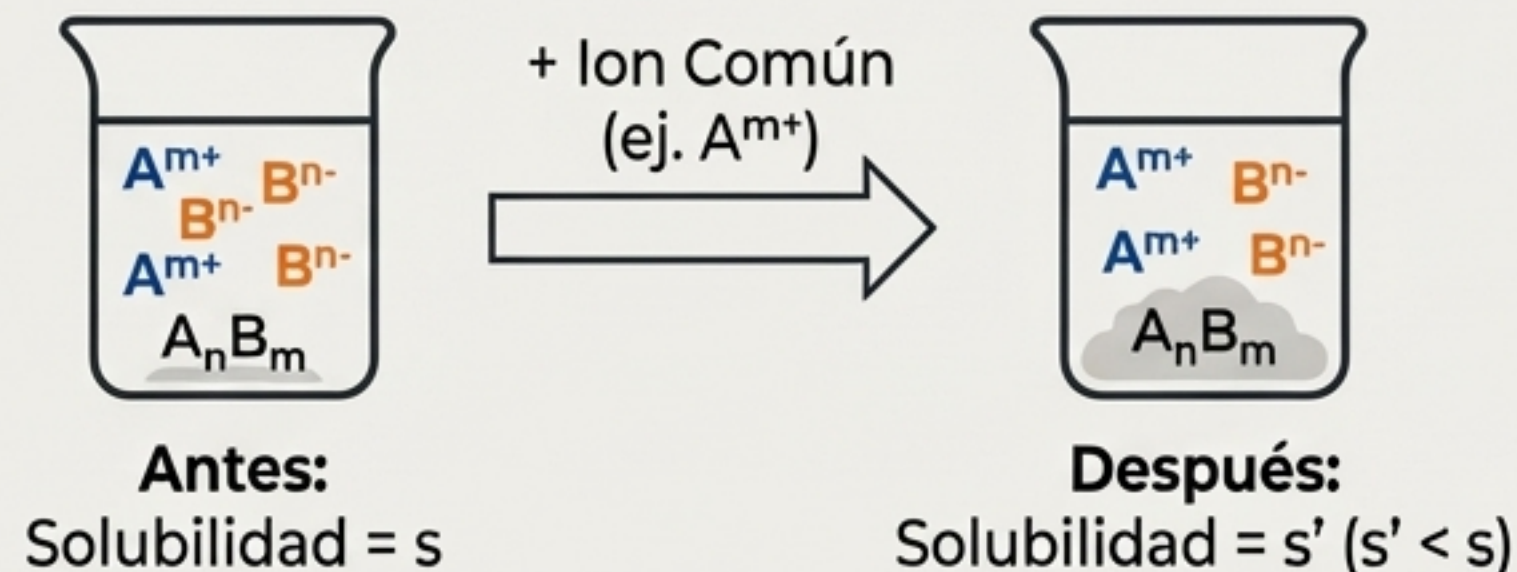
Herramienta: Producto Iónico, $Q_{sp} = [A^{m+}]_0^n [B^{n-}]_0^m$. Se calcula con las concentraciones iniciales.



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.

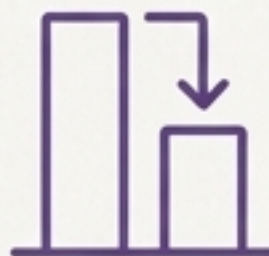
2



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}).