

EQUILIBRIO QUÍMICO

1.- Concepto de equilibrio químico (dinámico)

En una reacción reversible, el equilibrio se alcanza cuando, a temperatura constante, la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa. No es que “se pare” la reacción: siguen ocurriendo ambas, pero la composición global del sistema ya no cambia.

1.1.- REACCIONES IRREVERSIBLES Y REVERSIBLES

Reacción irreversible

Una reacción es irreversible (en el nivel de Bachillerato) cuando, en las condiciones del problema, la transformación avanza prácticamente solo en un sentido: los productos se forman y la reacción inversa es despreciable.

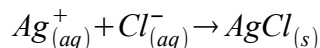
- **Se representa con una flecha simple: Reactivos → Productos**

Qué significa “despreciable” (criterio práctico):

- La reacción inversa existe en teoría, pero su velocidad es tan pequeña, o los productos se eliminan del medio, que no se observa un equilibrio apreciable.
- En la práctica, la reacción “va a completarse” hasta agotar el reactivo limitante (modelo de estequiometría).

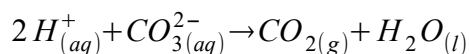
Ejemplos típicos:

a) Precipitación (se elimina un producto del equilibrio):



- (En realidad hay equilibrio de solubilidad, pero como el sólido precipita, el proceso se trata como “muy desplazado”).

b) Formación de un gas que escapa:

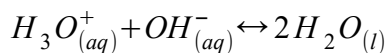


- Si el CO_2 se desprende, el proceso queda fuertemente impulsado hacia productos.

c) Neutralización ácido fuerte–base fuerte (modelo de Bach):

En equilibrio químico, “neutralización” es una reacción ácido-base en la que un ácido y una base reaccionan para formar (principalmente) agua y las especies conjugadas correspondientes (normalmente una sal en disolución). Se interpreta como un conjunto de equilibrios ácido-base acoplados, no como “una sola reacción” aislada.

- **Caso típico (ácido fuerte + base fuerte):**



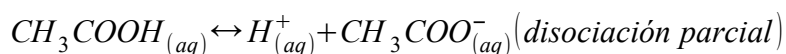
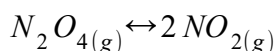
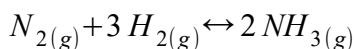
- Aquí la neutralización es, en la práctica, casi completa (equilibrio muy desplazado hacia productos) porque H_3O^+ y $OH^-_{(aq)}$ se eliminan formando agua.
- **Si intervienen especies débiles**, la neutralización se describe como un equilibrio que genera el par conjugado:
Un par conjugado (ácido-base conjugado) es el conjunto de dos especies que se transforman entre sí por transferencia de un protón H^+ .
- Si un ácido HA cede un protón, se convierte en su base conjugada A^- : $HA \rightarrow H^+ + A^-$
Par conjugado: HA / A^- (difieren en un H^+)
- Si una base B capta un protón, se convierte en su ácido conjugado BH^+ : $B + H^+ \rightarrow BH^+$
Par conjugado: BH^+ / B (difieren en un H^+)
- **Propiedad útil: cuanto más fuerte es el ácido, más débil es su base conjugada (y viceversa).**

Reacción reversible

Una reacción es reversible cuando puede avanzar en los dos sentidos de forma apreciable en las mismas condiciones. La reacción directa forma productos y la inversa regenera reactivos. En un recipiente cerrado, el sistema tiende a un estado de equilibrio.

- Se representa con doble flecha:
- Reactivos $\leftrightarrow$ Productos

Ejemplos típicos de equilibrio:



1.2.- Diferencia esencial (en términos de velocidades)

- **Irreversible (modelo):** $v_{inversa} \approx 0$ frente a $v_{directa}$ durante el proceso, o la inversa es despreciable por retirada de productos.
- **Reversible:** $v_{directa}$ y $v_{inversa}$ son comparables en algún rango; con el tiempo se igualan:
En equilibrio: $v_{directa} = v_{inversa}$

Reacción General: $a A + b B \leftrightarrow c C + d D$

- **En equilibrio:** $v_{directa} = v_{inversa}$ y las concentraciones (o presiones parciales) permanecen constantes en el tiempo.

Consecuencias importantes:

- El equilibrio puede alcanzarse partiendo solo de reactivos o solo de productos
- En equilibrio se cumple $Q = K$
Significa que el sistema está en equilibrio porque el cociente de reacción (Q), calculado con las cantidades reales del momento, coincide con la constante de equilibrio (K) a esa temperatura.
- En concentración (disoluciones), el cociente sería:

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

- En gases, con presiones parciales:

$$Q_p = \frac{(P_C^c \cdot P_D^d)}{(P_A^a \cdot P_B^b)}$$

Cómo se interpreta:

- **Si $Q < K$:** faltan productos respecto al equilibrio $\rightarrow$ la reacción avanza hacia la derecha (forma más productos) hasta que Q aumenta y llega a K.
- **Si $Q > K$:** sobran productos $\rightarrow$ la reacción se desplaza a la izquierda (forma más reactivos) hasta que Q disminuye y llega a K.
- **Si $Q = K$:** no hay desplazamiento neto (equilibrio dinámico: velocidad directa = velocidad inversa) y la composición se mantiene constante.

2.- Ley de acción de masas. Constantes K_c y K_p

La ley de acción de masas establece que, para una reacción química elemental en equilibrio, el cociente entre el producto de las "actividades" de los productos y el de los reactivos, cada uno elevado a su coeficiente estequiométrico, es constante a temperatura fija. Esa constante es la constante de equilibrio.

Para la reacción general: $a A + b B \leftrightarrow c C + d D$

Se escribe:
$$K = \frac{(a_C^c)(a_D^d)}{(a_A^a)(a_B^b)}$$

donde a_i son actividades (forma "rigurosa" que corrige no idealidades).

En la práctica escolar se usan aproximaciones:

- En disoluciones diluidas: $a_i \approx \frac{[i]}{c^\circ}$ y se usa K_c con concentraciones:

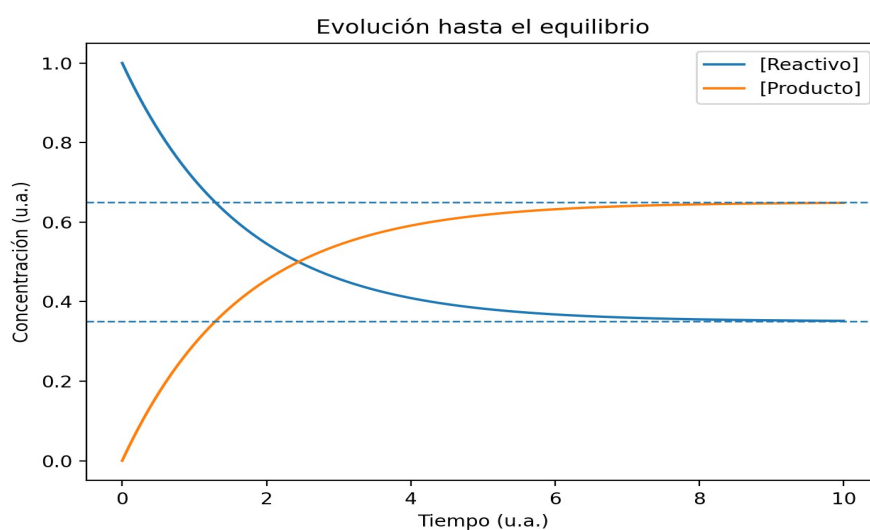
$$K_c = \frac{([C]^c \cdot [D]^d)}{([A]^a \cdot [B]^b)}$$

- En gases ideales: $a_i \approx \frac{P_i}{P^\circ}$ y se usa K_p con presiones parciales:

$$K_p = \frac{(P_C^c \cdot P_D^d)}{(P_A^a \cdot P_B^b)}$$

Notas importantes:

- K solo depende de la temperatura (para una reacción dada).
- Los sólidos y líquidos puros no aparecen en la expresión (su actividad se toma ≈ 1).
- Los exponentes en la expresión son los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada.



2.1.- Qué aparece y qué no aparece en K

No aparecen (no se escriben) en K:

- Sólidos puros (s)
- Líquidos puros (l)

Sí aparecen en K:

- Gases (p_i)
- Disoluciones (concentraciones $[i]$)

Ejemplo:



$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

2.2.- Interpretación de K

- $K \gg 1$: equilibrio desplazado hacia productos
- $K \ll 1$: equilibrio desplazado hacia reactivos

3.- Cociente de reacción Q y sentido de evolución

El cociente de reacción, Q, es una magnitud que se calcula igual que la constante de equilibrio, pero usando los valores reales (concentraciones o presiones) que tiene el sistema en ese instante, esté o no en equilibrio. Sirve para predecir hacia qué lado evolucionará la reacción para acercarse al equilibrio a esa temperatura.

- **Para:** $a A + b B \leftrightarrow c C + d D$

En disolución (aprox. con concentraciones):

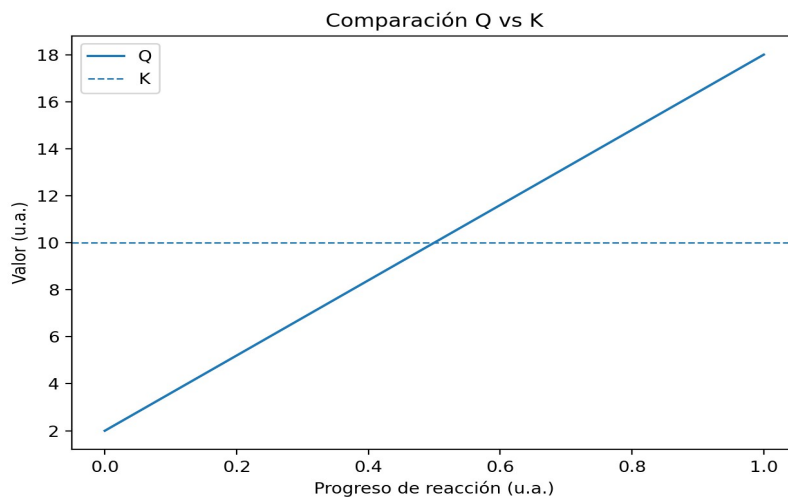
$$Q_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

En gases (presiones parciales):

$$Q_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Sentido de evolución (comparando con K a la misma temperatura):

- **Si $Q < K$:** hay “menos productos” de los que corresponderían al equilibrio → la reacción evoluciona hacia la derecha (se forman productos) hasta que Q aumenta y llega a K.
- **Si $Q > K$:** hay “más productos” de los de equilibrio → la reacción evoluciona hacia la izquierda (se forman reactivos) hasta que Q disminuye y llega a K.
- **Si $Q = K$:** el sistema está en equilibrio → no hay cambio neto de composición (equilibrio dinámico: velocidad directa = velocidad inversa).



4.- Relación entre K_c y K_p (derivación y significado de Δn)

Para gases ideales:

$$p_i = [i] \cdot R \cdot T$$

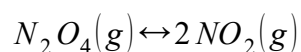
- Sustituyendo esa relación en la expresión de K_p se obtiene:

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

Aquí el exponente es Δn , que significa:

- Δn = (moles gaseosos de productos) - (moles gaseosos de reactivos)
- Ojo: solo se cuentan las especies gaseosas

Ejemplo:



- Productos gaseosos: 2
- Reactivos gaseosos: 1

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

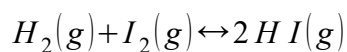
$$\text{Entonces: } K_p = K_c \cdot (RT)^1 = K_c \cdot RT \quad \Delta n = 1$$

$$\text{Si } \Delta n = 0 \text{ (para moles gaseosos de producto = moles gaseosos de reactivos), } \rightarrow K_p = K_c$$

5.- Cálculo de K a partir de datos de equilibrio

Se sustituyen las concentraciones o presiones en la expresión de K

Ejemplo:



$$[H_2] = 0,20 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[I_2] = 0,20 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HI] = 1,20 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Sustituyendo: $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$$K_c = \frac{(1,20)^2}{(0,20 \cdot 0,20)}$$

$$K_c = \frac{1,44}{0,04} = 36$$

6.- Tablas de equilibrio (I-C-E) y resolución algebraica completa

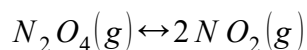
Método general:

- Escribe reacción y K
- "Inicial": valores iniciales
- "Cambio": usa una variable x y la estequiometría
- "Equilibrio": expresa en función de x
- Sustituye en K y resuelve; rechaza soluciones no físicas

Método I-C-E (tabla)

Especie	I (inicial)	C (cambio)	E (equilibrio)
A	a ₀	-x	a ₀ - x
B	b ₀	-x	b ₀ - x
C	c ₀	+x	c ₀ + x
D	d ₀	+x	d ₀ + x

Ejemplo clásico:



a) Si reaccionan x:

– **Inicial:**

$$[N_2O_4]_0 = 0,100 M$$

$$[NO_2]_0 = 0 M$$

– **Equilibrio:**

$$[N_2O_4] = 0,100 - x$$

$$[NO_2] = 2x$$

$$b) K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2x)^2}{(0,100-x)} = \frac{4x^2}{(0,100-x)}$$

$$c) \text{ Si } K_c = 0,36 \rightarrow 0,36 = \frac{4x^2}{(0,100-x)} \rightarrow 0,36(0,100-x) = 4x^2$$

$$0,036 - 0,36x = 4x^2 \rightarrow 4x^2 + 0,36x - 0,036 = 0$$

d) Fórmula general:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$a = 4$$

$$b = 0,36$$

$$c = -0,036$$

$$- b^2 = (0,36)^2 = 0,1296$$

$$- 4ac = -4 \cdot 4 \cdot (-0,036) = +0,576$$

$$\text{Discriminante} = 0,1296 + 0,576 = 0,7056$$

$$\sqrt{0,7056} = 0,84$$

$$x = \frac{-0,36 \pm 0,84}{8}$$

$$x_1 = \frac{0,48}{8} = 0,060 \text{ (válida)} \quad x_2 = \frac{-1,20}{8} = -0,150 \text{ (no física)}$$

Entonces:

$$[N_2O_4]_{eq} = 0,100 - 0,060 = 0,040 \text{ M}$$

$$[NO_2]_{eq} = 2x = 0,120 \text{ M}$$

Aproximación “x pequeña” (solo si se verifica):

- Si $0,100 - x \approx 0,100$, luego se comprueba que $x \ll 0,100$ (p.ej., $x < 5\%$)

7.- Transformaciones de K al cambiar la ecuación

Si multiplicas toda la ecuación por n:

$$K_{nueva} = (K_{original})^n$$

Si inviertes la reacción:

$$K_{invertida} = \frac{1}{K_{original}}$$

Si sumas reacciones:

$$K_{total} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \text{ (a la misma temperatura)}$$

8.- Equilibrios homogéneos y heterogéneos

- **Equilibrios homogéneos** son aquellos en los que todas las especies químicas que intervienen en el equilibrio están en la misma fase (todo gas, o todo en disolución acuosa). Ejemplos típicos: equilibrios entre gases o reacciones en disolución donde reactivos y productos están todos disueltos.
- **Equilibrios heterogéneos** son aquellos en los que en el equilibrio participan especies en más de una fase (por ejemplo, sólido + gas, sólido + disolución, líquido + gas). En estos casos, los sólidos y los líquidos puros no se incluyen en la expresión de K porque su “actividad” se toma aproximadamente igual a 1; la constante depende solo de las especies gaseosas o disueltas cuya cantidad sí puede variar apreciablemente.

Ejemplo heterogéneo: $NH_4HS(s) \leftrightarrow NH_3(g) + H_2S(g)$

$$K_p = p_{NH_3} \cdot p_{H_2S}$$

9.- Principio de Le Châtelier (con matices de examen)

Si un sistema en equilibrio sufre una perturbación, se desplaza para contrarrestarla y alcanzar un nuevo equilibrio.

- **Clave:** K solo cambia si cambia la temperatura.
- Cambios de concentración, presión/volumen, o gas inerte (según el caso) cambian Q, no K (si T constante).

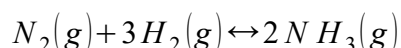
9.1.- Cambios de concentración

- Aumentar un reactivo $\rightarrow Q$ disminuye $\rightarrow Q < K \rightarrow$ se desplaza a productos
- Disminuir un producto $\rightarrow Q$ disminuye $\rightarrow$ a productos
- Aumentar un producto $\rightarrow Q$ aumenta $\rightarrow$ a reactivos

9.2.- Cambios de presión/volumen (gases)

- Disminuir volumen (aumentar presión) $\rightarrow$ favorece el lado con menos moles gaseosos.
- Aumentar volumen $\rightarrow$ favorece el lado con más moles gaseosos.
- Si $\Delta n = 0$ no hay desplazamiento.

Ejemplo:



- Moles gas: reactivos 4, productos 2
- Compresión $\rightarrow$ hacia $N H_3$

9.3.- Gas inerte (muy preguntado)

Un gas inerte es un gas que, en las condiciones del sistema, no reacciona químicamente con las sustancias presentes. Se usa a menudo como "relleno" o atmósfera protectora para evitar reacciones indeseadas.

En equilibrio químico, su efecto depende de cómo se añada:

- **A volumen constante:** añadir un gas inerte aumenta la presión total, pero no cambia las presiones parciales de las especies que reaccionan ($P_i = \frac{n_i R T}{V}$). Por tanto, no desplaza el equilibrio.
- **A presión constante:** para mantener la presión total al añadir gas inerte, el volumen aumenta; entonces bajan las presiones parciales de las especies reactivas y el equilibrio se desplaza hacia el lado con mayor número de moles gaseosos (mayor Δn).

9.4.- Catalizador

Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción al proporcionar una ruta alternativa con menor energía de activación, sin consumirse globalmente en el proceso (se regenera al final del mecanismo).

En el contexto de equilibrio químico:

- No cambia la constante de equilibrio K ni la posición de equilibrio, porque K depende solo de la temperatura.
- Acelera por igual la reacción directa e inversa, de modo que el sistema llega al equilibrio más rápido, pero al mismo punto de equilibrio.
- Puede ser homogéneo (misma fase que los reactivos) o heterogéneo (fase distinta, normalmente sólido con reactivos gaseosos o en disolución).

Ejemplos habituales de catalizadores (a título informativo, muy comunes en laboratorio e industria):

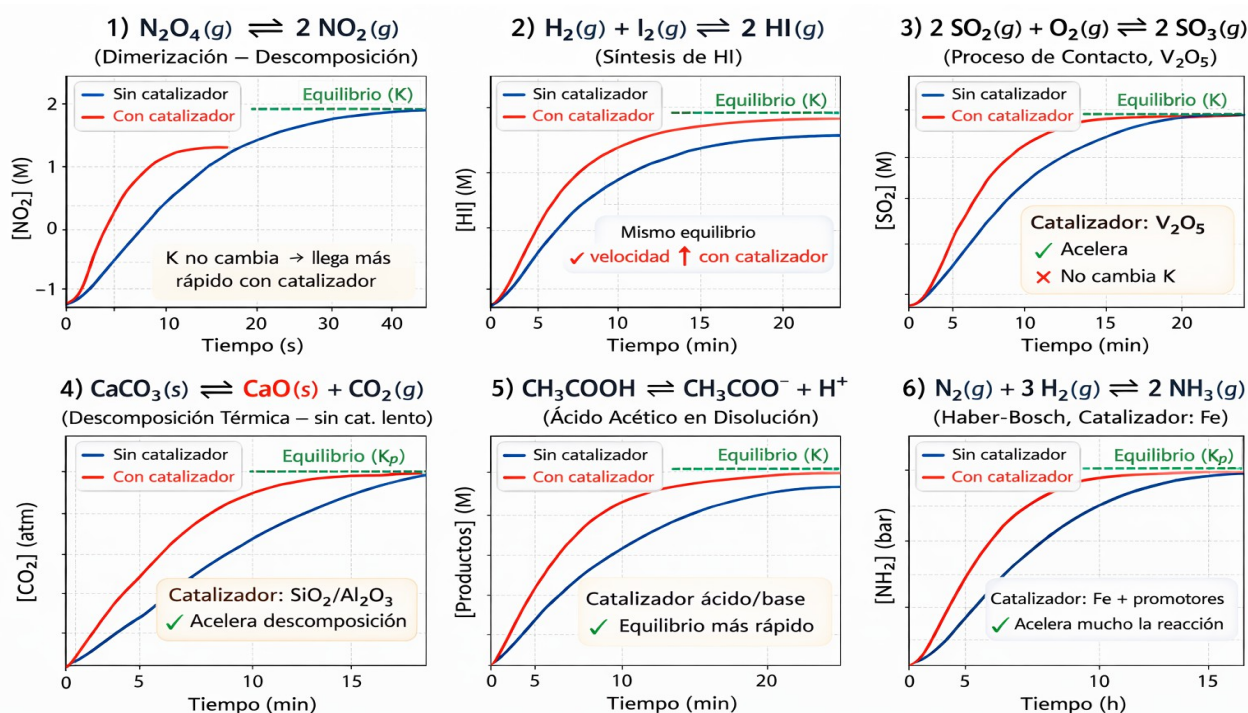
- **Metales (sobre soporte o en forma sólida):** platino (Pt), paladio (Pd), rodio (Rh), níquel (Ni), hierro (Fe), cobre (Cu).
- **Pt / Pd / Rh: catalizadores de automoción** (convertidor catalítico) para oxidación de CO e hidrocarburos y reducción de NO_x .
- **Ni: hidrogenaciones** (por ejemplo, aceites vegetales) y otras reacciones con H_2 .
- **Fe: proceso Haber-Bosch** (síntesis de NH_3)
- V_2O_5 (óxido de vanadio(V)): proceso de contacto ($SO_2 \rightarrow SO_3$) en la fabricación de H_2SO_4

Óxidos y sólidos ácidos (catalizadores heterogéneos): zeolitas, alúmina (Al_2O_3), sílice-alúmina.

- **Zeolitas:** craqueo catalítico y reformado en refinerías (hidrocarburos).

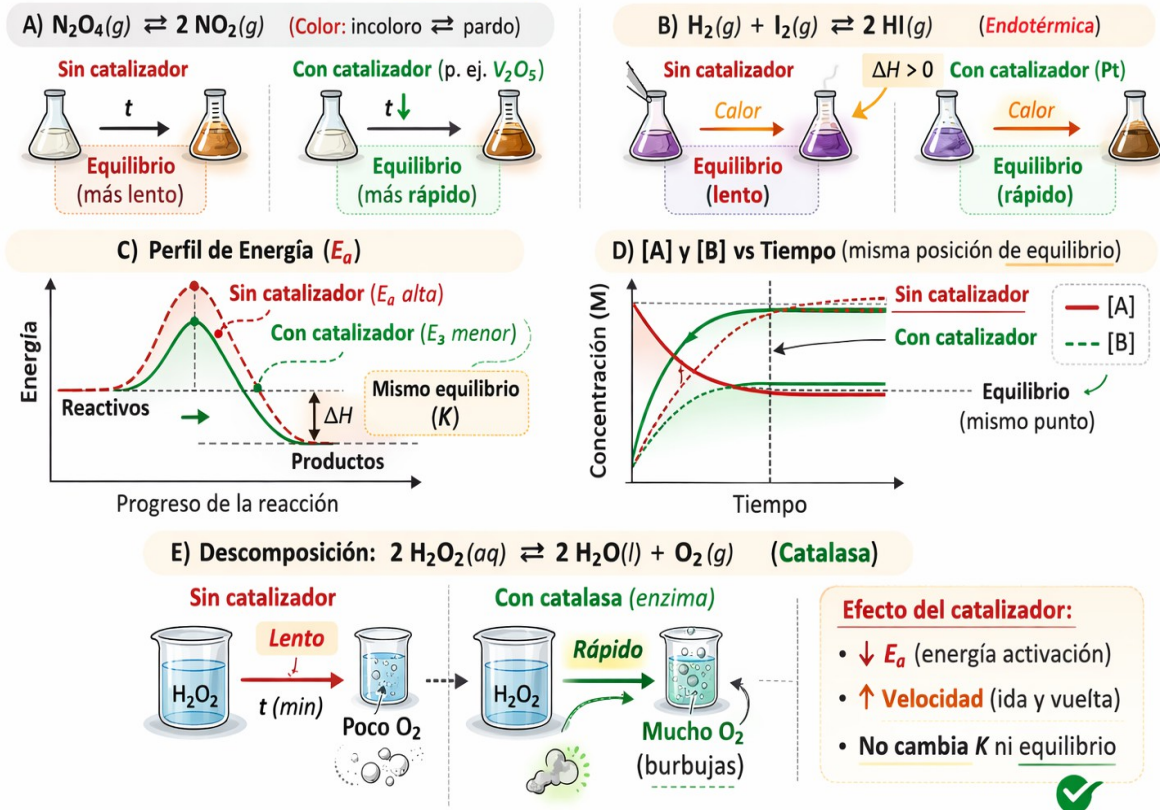
Catalizadores homogéneos típicos:

- **Ácidos (H^+):** esterificación, hidrólisis ácida
- **Bases (OH^-):** saponificación e hidrólisis básica
- **Iones metálicos en disolución** (según reacción): por ejemplo, Mn^{+2} / MnO_4^- en ciertas oxidaciones (contexto analítico).



Reacciones de Equilibrio: Sin Catalizador vs Con Catalizador

Misma posición de equilibrio (K) — Cambia la velocidad para alcanzarlo



9.5.- Temperatura (la perturbación que cambia K)

Se interpreta el calor como reactivo o producto:

- **Exotérmica ($\Delta H < 0$):** Reactivos $\rightleftharpoons$ Productos + calor
Subir T favorece reactivos $\rightarrow K$ disminuye al aumentar T
- **Endotérmica ($\Delta H > 0$):** Reactivos + calor $\rightleftharpoons$ Productos
Subir T favorece productos $\rightarrow K$ aumenta al aumentar T

10.- Relación termodinámica: ΔG , ΔG° , Q y K

Ecuación general:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

En equilibrio:

- $\Delta G = 0$ y $Q = K$
- $0 = \Delta G^\circ + RT \ln K \rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K$

Interpretación:

- $K > 1 \rightarrow \ln K > 0 \rightarrow \Delta G^\circ < 0$ (favorece productos en condiciones estándar)
- $K < 1 \rightarrow \ln K < 0 \rightarrow \Delta G^\circ > 0$ (favorece reactivos en condiciones estándar)
- $K = 1 \rightarrow \Delta G^\circ = 0$ (en equilibrio)

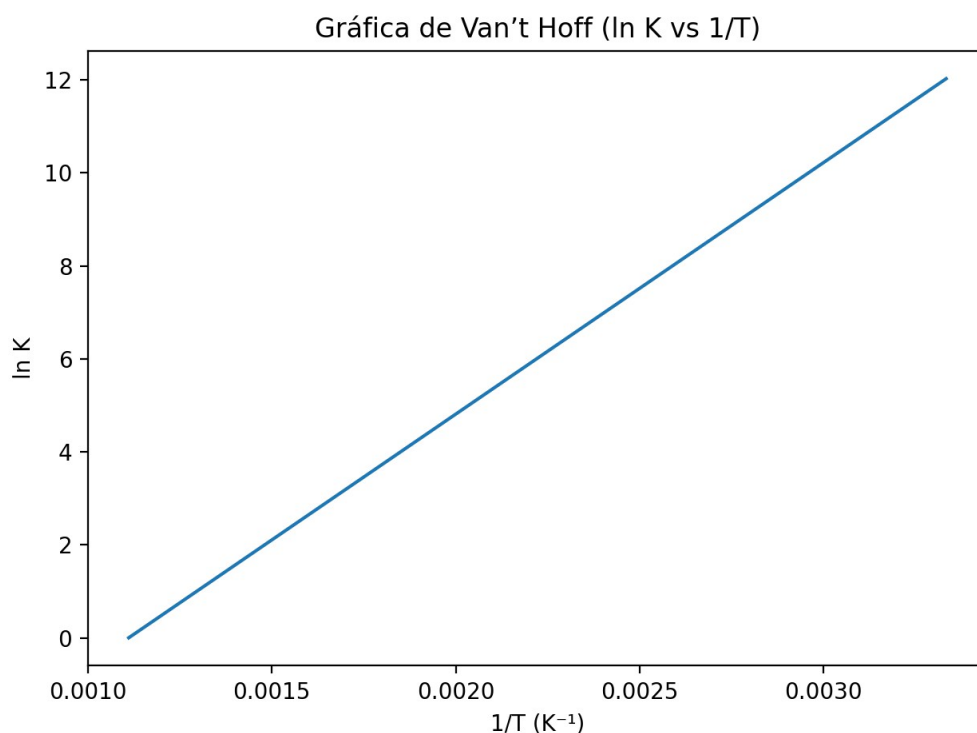
11.- Ecuación de Van't Hoff (dependencia de K con la temperatura)

Forma integrada:
$$\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = - \left(\frac{\Delta H^\circ}{R} \right) \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Forma lineal:
$$\ln K = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \cdot \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

En una gráfica $\ln K$ frente a $1/T$:

- Pendiente = $\frac{-\Delta H^\circ}{R}$
- Ordenada = $\frac{\Delta S^\circ}{R}$

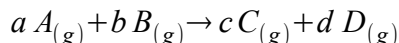


12.- Equilibrios gaseosos con K_p : presiones parciales

El equilibrio químico en gases es el estado dinámico que alcanza un sistema gaseoso cerrado, a temperatura constante, cuando una reacción reversible cumple que la velocidad de la reacción directa es igual a la de la inversa. En ese punto, las cantidades (o concentraciones) de reactivos y productos en fase gas permanecen constantes con el tiempo, aunque a nivel microscópico las moléculas siguen reaccionando en ambos sentidos.

- En equilibrios gaseosos es habitual describirlo con una expresión de constante de equilibrio en función de presiones parciales:

Para una reacción general:



- Constante en presiones (K_p):
$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{[(P_A)^a \cdot (P_B)^b]}$$

- Ejemplo típico: $N_2 O_{4(g)} \rightarrow 2 NO_{2(g)} \rightarrow K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2 O_4}}$

Formas útiles:

a) Con moles, V y T:
$$p_i = \frac{n_i R T}{V}$$

b) Con presión total:

- $$p_i = x_i \cdot P_{total}$$

- $$x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

- Luego sustituyes en K_p

13.- Grado de disociación α (muy típico)

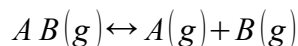
El grado de disociación, α , es la fracción (o porcentaje) de la cantidad inicial de una sustancia que se ha disociado (separado en iones o en especies más simples) en las condiciones del sistema.

Se define como:
$$\alpha = \frac{(cantidad\ disociada)}{(cantidad\ inicial)}$$

Por tanto:

- $\alpha = 0$ significa "no se disocia nada"
- $\alpha = 1$ significa "disociación completa"
- Si se expresa en %, % disociación = $\alpha \cdot 100$

Ejemplo típico (gas o disolución):



Si inicialmente 1 mol de AB y se disocia una fracción α :

- $n_{AB} = 1 - \alpha$
- $n_A = \alpha$
- $n_B = \alpha$
- $n_{total} = 1 + \alpha$

Presiones parciales:

- $p_{AB} = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} \cdot P$
- $p_A = \frac{\alpha}{(1 + \alpha)} \cdot P$
- $p_B = \frac{\alpha}{(1 + \alpha)} \cdot P$
- $K_p = \frac{(p_A \cdot p_B)}{p_{AB}}$

Sustituyes, simplificas y despejas α

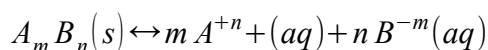
14.- Equilibrio de solubilidad Kps (si entra en tu bloque de equilibrio)

Solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente (o de disolución) a una temperatura (y, si procede, presión) determinadas, formando una disolución saturada. Si se añade más soluto, ya no aumenta la concentración disuelta: queda sólido sin disolver.

El equilibrio de solubilidad es el equilibrio que se establece cuando un sólido iónico poco soluble está en contacto con agua y una parte del sólido se disuelve mientras otra puede volver a precipitar. La constante que lo caracteriza es el producto de solubilidad, Kps (también se escribe Ksp).

- En sales iónicas poco solubles, la solubilidad se entiende mediante el equilibrio de solubilidad: el equilibrio dinámico entre el sólido no disuelto y sus iones en disolución cuando la disolución está saturada. "Dinámico" significa que, aunque aparentemente no cambie nada, se están disolviendo y precipitando iones a la misma velocidad.

Para una sal poco soluble genérica:



- El producto de solubilidad se define como:

$$K_{ps} = [A^{+n}]^m \cdot [B^{-m}]^n$$

Puntos clave:

- En la expresión no aparece el sólido $A_mB_n(s)$ porque su actividad se toma ≈ 1
- K_{ps} depende solo de la temperatura
- Cuanto menor es K_{ps} , menor es la solubilidad (en general, para sales comparables)

Si el "producto iónico" $Q_{ps} = [A^{+n}]^m \cdot [B^{-m}]^n$:

- **$Q_{ps} < K_{ps}$:** la disolución está insaturada $\rightarrow$ puede disolverse más sólido
- **$Q_{ps} = K_{ps}$:** disolución saturada $\rightarrow$ equilibrio
- **$Q_{ps} > K_{ps}$:** sobresaturada $\rightarrow$ precipita sólido hasta que Q_{ps} vuelve a K_{ps}

15.- Equilibrios iónicos en disolución, hidrólisis

Son equilibrios químicos que se establecen en disoluciones acuosas (u otros disolventes polares) donde las especies relevantes son iones.

Aparecen cuando un electrolito no está totalmente dissociado (electrolito débil), cuando existe reacción ácido-base, cuando un ión reacciona con el agua (hidrólisis) o cuando un sólido iónico está en equilibrio con sus iones (solubilidad).

Son equilibrios dinámicos y, a temperatura constante, quedan descritos por constantes de equilibrio expresadas con actividades; a nivel de Bachillerato se aproximan con concentraciones molares.

Hidrólisis:

Es la reacción de un ión (generalmente procedente de una sal) con el agua, generando H_3O^+ u OH^- y modificando el pH de la disolución. Ocurre cuando el ión es la base conjugada de un ácido débil (actúa como base) o el ácido conjugado de una base débil (actúa como ácido).

- **Anión de ácido débil:** $A^- + H_2O \rightarrow HA + OH^- \rightarrow$ **La disolución se vuelve básica**
- **Catión de base débil:** $BH^+ + H_2O \rightarrow B + H_3O^+ \rightarrow$ **La disolución se vuelve ácida.**
- **Sal de ácido débil y base débil:**
- ambos iones se hidrolizan; el pH depende de la comparación entre la fuerza relativa del ácido y de la base (sus constantes).
- Sales de ácido fuerte o base fuerte: sus iones prácticamente no hidrolizan de forma apreciable (pH cercano a 7 si no hay otros efectos).
- Se verá con detalle en Temario de Reacciones Acido-Base