

Equilibrio químico



Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



¿Qué es un equilibrio químico?

- Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos).
- Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza se llega al **EQUILIBRIO QUÍMICO**

A medida que la reacción avanza, se van formando productos
Cada vez hay menos reactivos y disminuye
la velocidad a la que reaccionan
A su vez, los productos que se van formando, empiezan a
reaccionar para volver a dar los reactivos

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

estoy empezando a cansarme

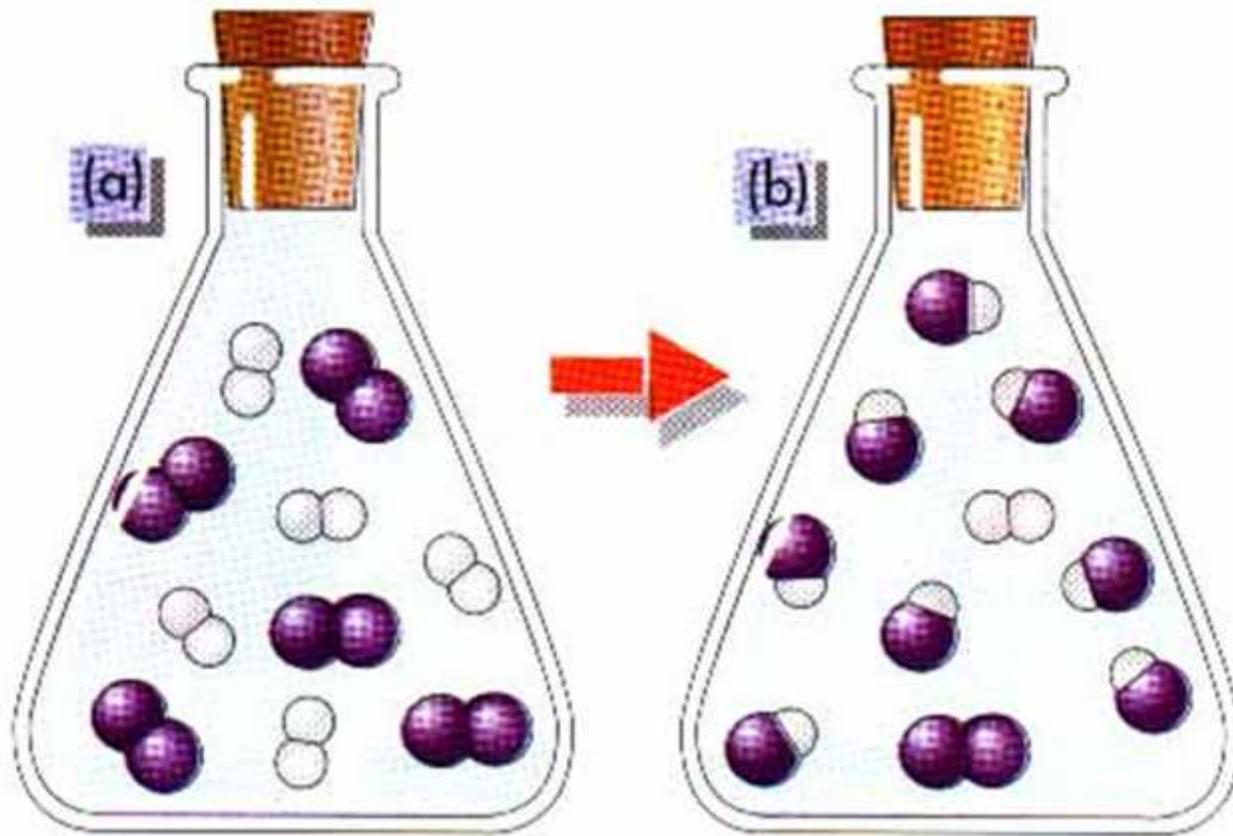


Pues ahora empiezo yo

◀ 3 ▶

Equilibrio de moléculas

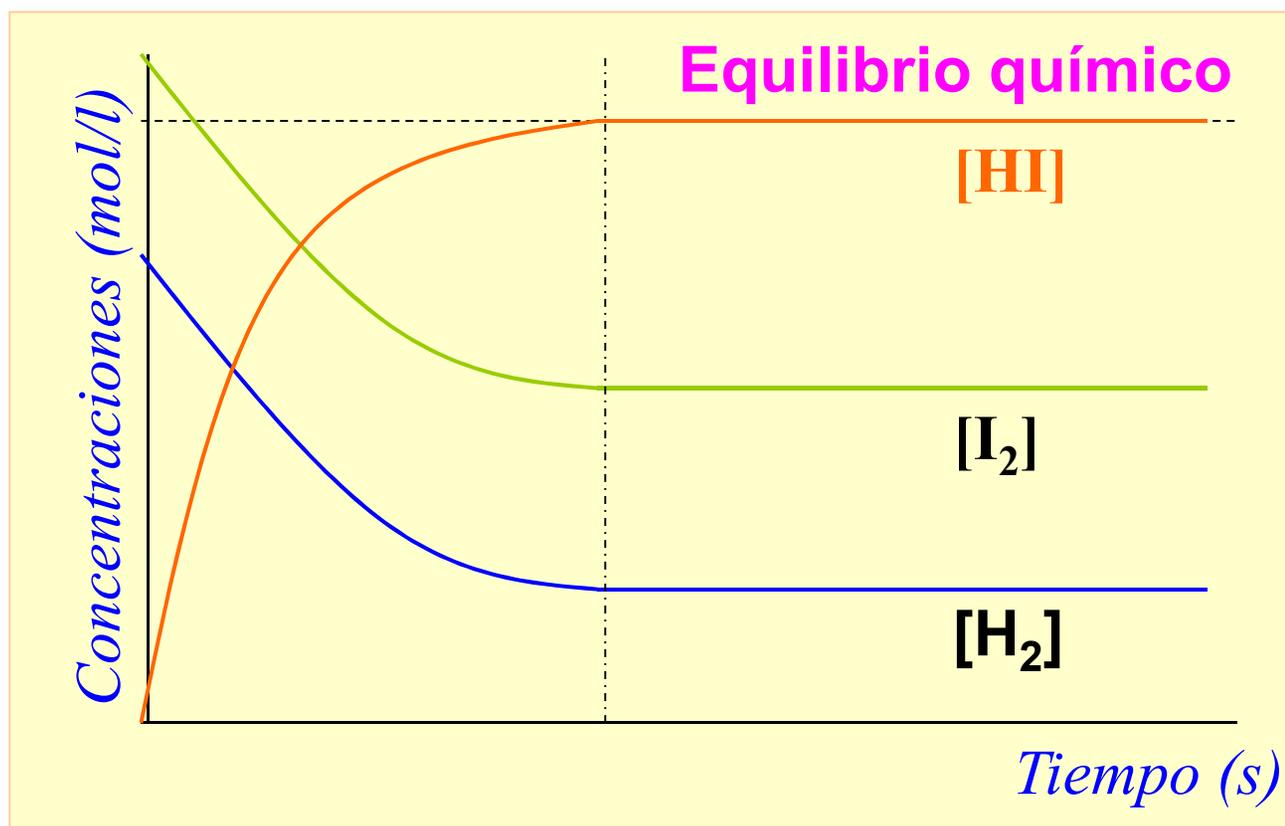
($\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$)



© GRUPO ANAYA. S.A.



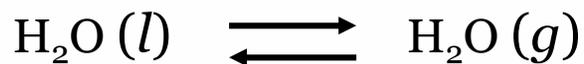
Variación de la concentración con el tiempo ($\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$)



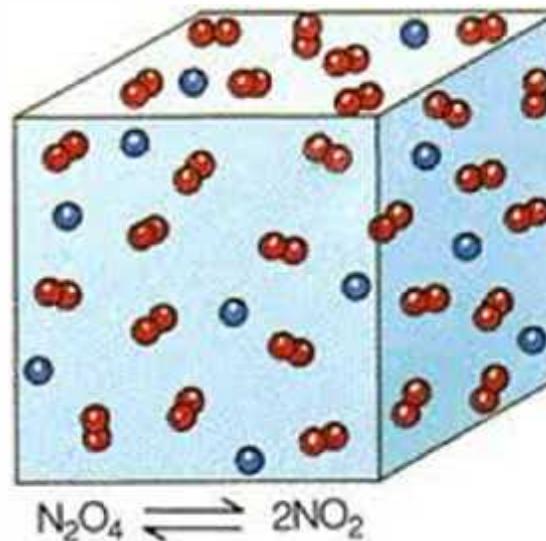
Equilibrio químico se alcanza cuando:

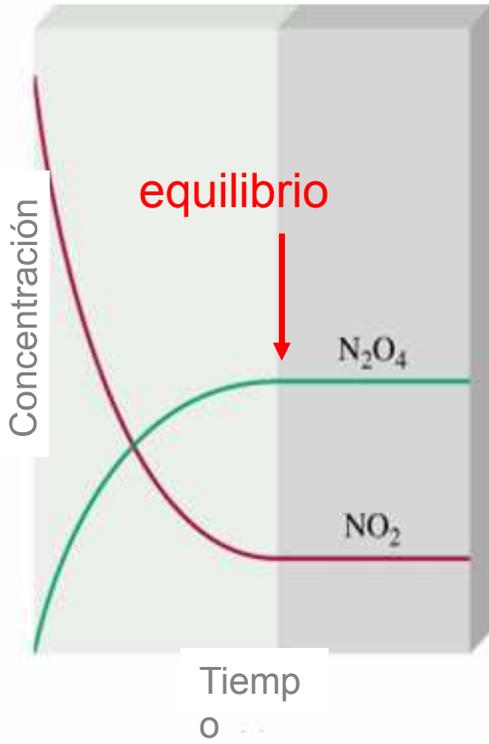
- las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes

Equilibrio físico

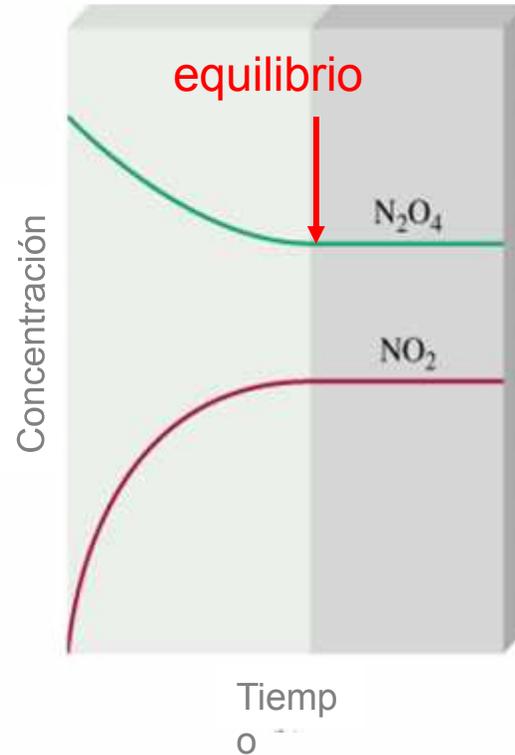


Equilibrio químico

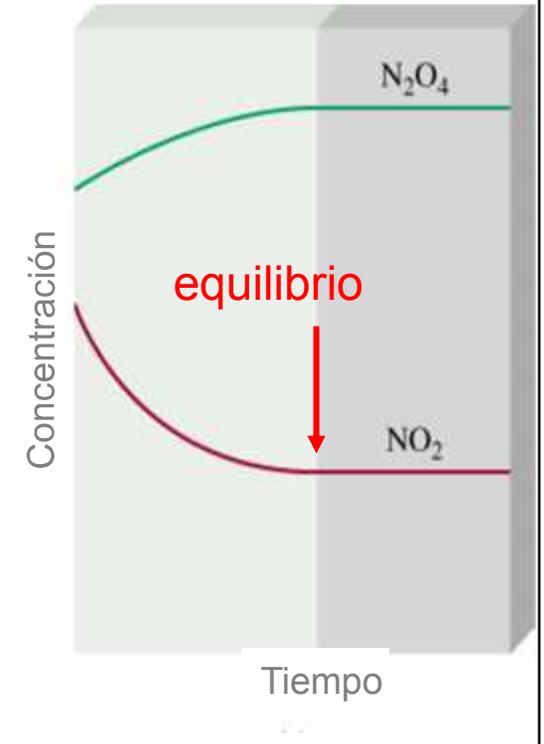




Al principio con NO_2



Al principio con N_2O_4



Al principio con
 NO_2 & N_2O_4



Quando una reacción química alcanza el estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema

En el equilibrio químico participan distintas sustancias como productos y reactivos

El equilibrio entre dos fases de la misma sustancia se denomina *equilibrio físico* debido a que los cambios que ocurren son procesos físicos

Equilibrio homogéneo se aplica a las reacciones en que todas las especies reaccionantes se encuentran en la misma fase

Equilibrio heterogéneo se aplica a las reacciones en las que alguna de las especies reaccionantes se encuentran en una fase diferente



Expresión matemática que relaciona las concentraciones de reactivos y productos se la conoce como

LEY DE ACCION DE MASAS



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



Constante de equilibrio (K_c)

- En una reacción cualquiera:



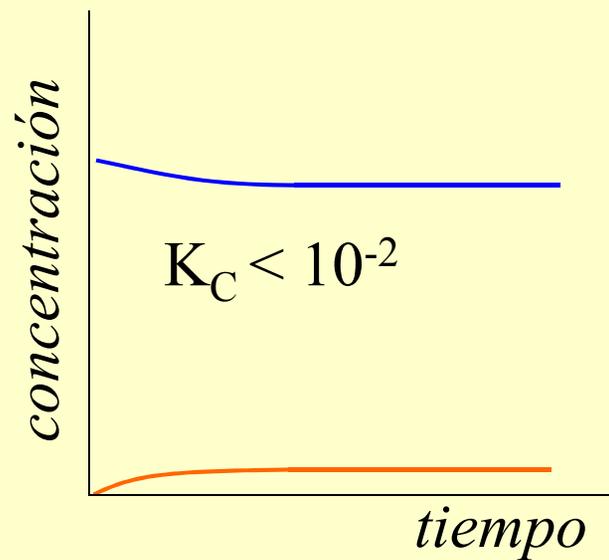
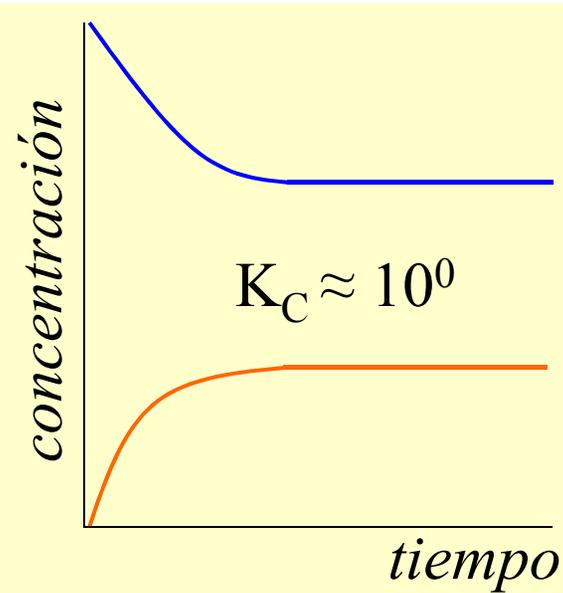
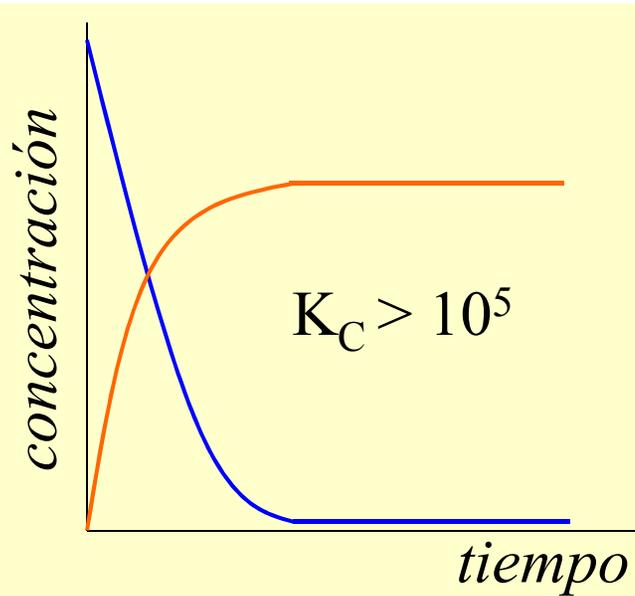
la constante K_c tomará el valor:

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

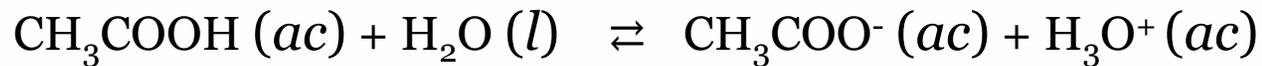
- Para concentraciones en el equilibrio
- La constante K_c cambia con la temperatura
- ¡ATENCIÓN!: Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución. Las especies en estado sólido o líquido tienen concentración constante y por tanto, se integran en la constante de equilibrio.



Significado del valor de K_c



Equilibrio homogéneo



$$K_c' = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_c'[\text{H}_2\text{O}]$$

En la práctica general **no** se incluyen unidades para la constante de equilibrio.



El **equilibrio heterogéneo** se aplica a las reacciones en que los reactivos y productos **están en diferentes fases** .



$$K_c' = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

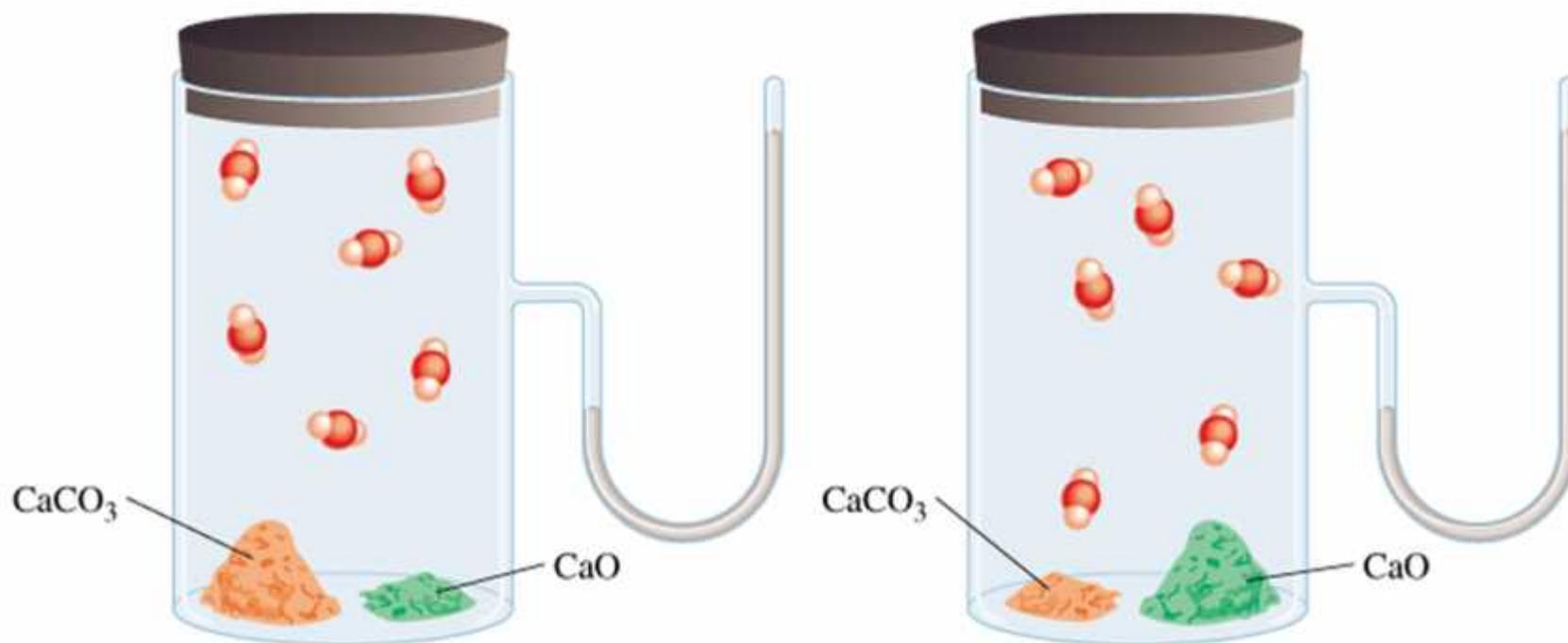
$$\begin{aligned} [\text{CaCO}_3] &= \text{constante} \\ [\text{CaO}] &= \text{constante} \end{aligned}$$

$$K_c = [\text{CO}_2] = K_c' \frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]}$$

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

La concentración de **sólidos y líquidos puros** no son incluidos en la expresión para la constante de equilibrio.





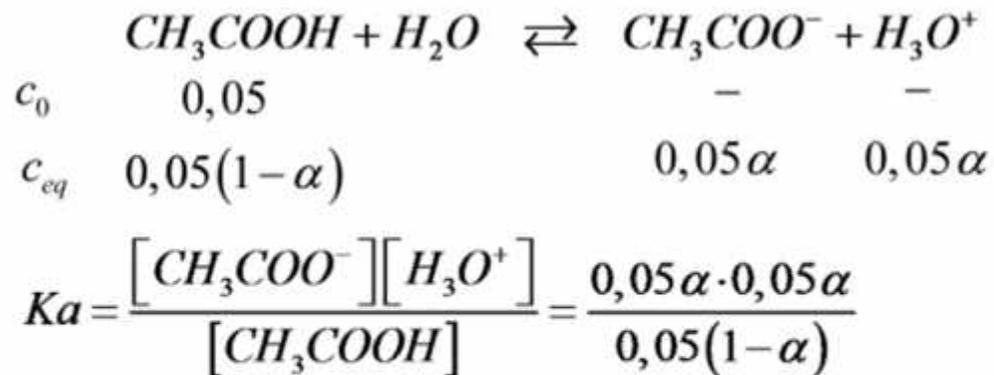
$$P_{\text{CO}_2} = K_p$$

P_{CO_2} No depende de la cantidad de CaCO₃ o CaO



Grado de disociación (α)

- Se utiliza en aquellas reacciones en las que existe un único reactivo que se disocia en dos o más.
- Es la fracción de un mol que se disocia (tanto por 1).
- En consecuencia, el % de sustancia disociada es igual a $100 \cdot \alpha$.



Como K_a es muy pequeña, el ácido está muy poco disociado, $(1-\alpha)$ se puede aproximar a 1

$$1,8 \cdot 10^{-5} = 0,05 \cdot \alpha^2 \quad \alpha = 0,02$$



Ejemplo: En un matraz de 5 litros se introducen 2 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que K_c (250 °C) = 0,042; **a)** ¿cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?; **b)** ¿cuál es el grado de disociación?



Moles inic.: 2 1 0

Moles equil. 2 - x 1 + x x

conc. eq(mol/l) (2 - x)/5 (1 + x)/5 x/5

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(1+x)/5 \cdot x/5}{(2-x)/5} = 0,042$$

De donde se deduce que $x = 0,28$ moles

$$[\text{PCl}_5] = (2 - 0,28)/5 = \mathbf{0,342 \text{ mol/l}}$$

$$[\text{PCl}_3] = (1 + 0,28)/5 = \mathbf{0,256 \text{ mol/l}}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,28 / 5 = \mathbf{0,056 \text{ mol/l}}$$

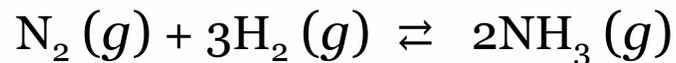
b) Si de 2 moles de PCl_5 se disocian 0,28 moles en PCl_3 y Cl_2 , de cada mol de PCl_5 se disociarán 0,14. Por tanto, $\alpha = \mathbf{0,14}$, lo que viene a decir que el PCl_5 se ha disociado en un 14 %.



Principio de Le Châtelier

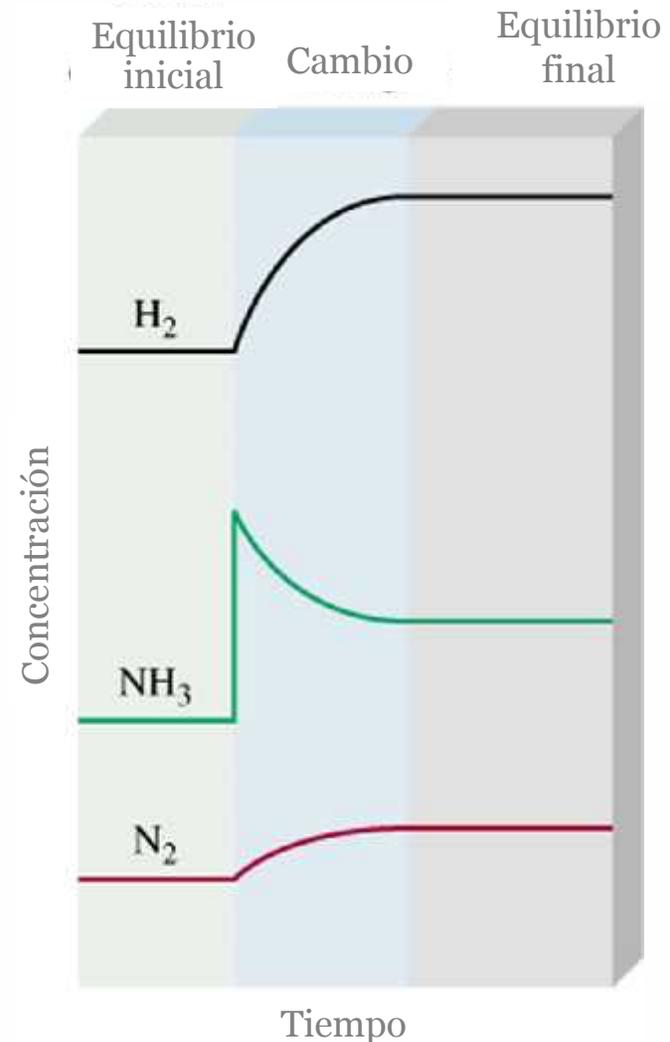
Establece que si un sistema en equilibrio es sometido a una perturbación o tensión, el sistema reaccionará de tal manera que disminuirá el efecto de la tensión.

Cambios en la concentración



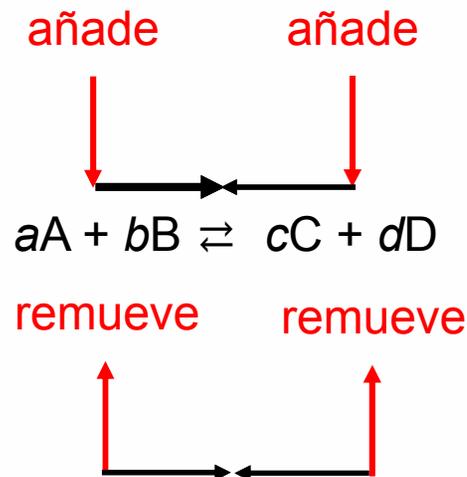
El equilibrio desplaza a la izquierda para compensar la tensión

↑
Añade
 NH_3



Factores que afectan el equilibrio

Cambios en la concentración



Cambios

Desplazamiento del equilibrio

Aumenta la concentración del producto(s)

izquierda

Dismunuye la concentración del producto(s)

derecha

Aumenta la concentración del reactivo(s)

derecha

Dismunuye la concentración del reactivo(s)

izquierda



Cambios en el volumen y presión



Cambios

Aumenta la presión

Disminuye la presión

Aumenta el volumen

Disminuye el volumen

Desplazamiento del equilibrio

Lado con menos moles de gas
Lado con más moles de gas

Lado con más moles de gas

Lado con menos moles de gas



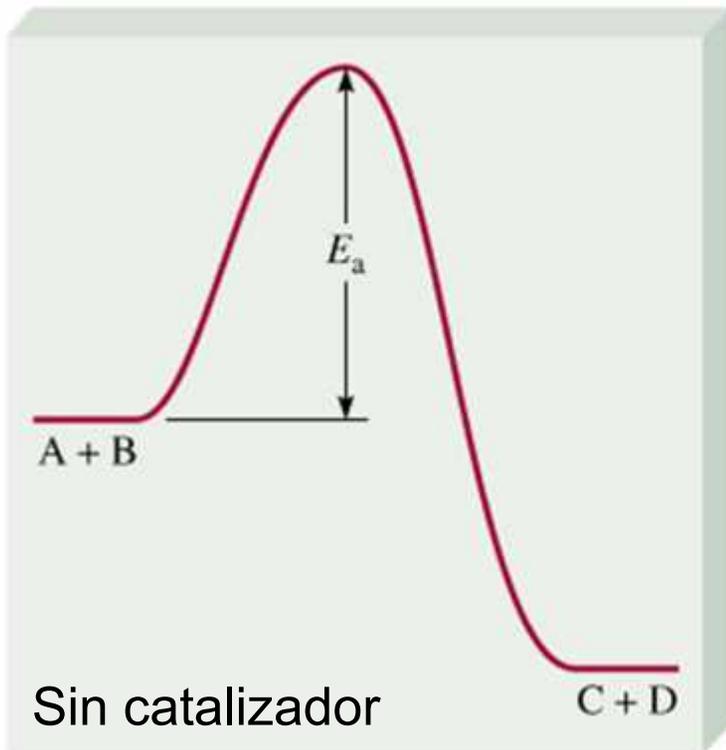
Cambios en la temperatura

Cambios	Reacción exotérmica	Reacción endotérmica
Aumenta la temperatura	K disminuye	K aumenta
Disminuye la temperatura	K aumenta	K disminuye

Adicionando un catalizador

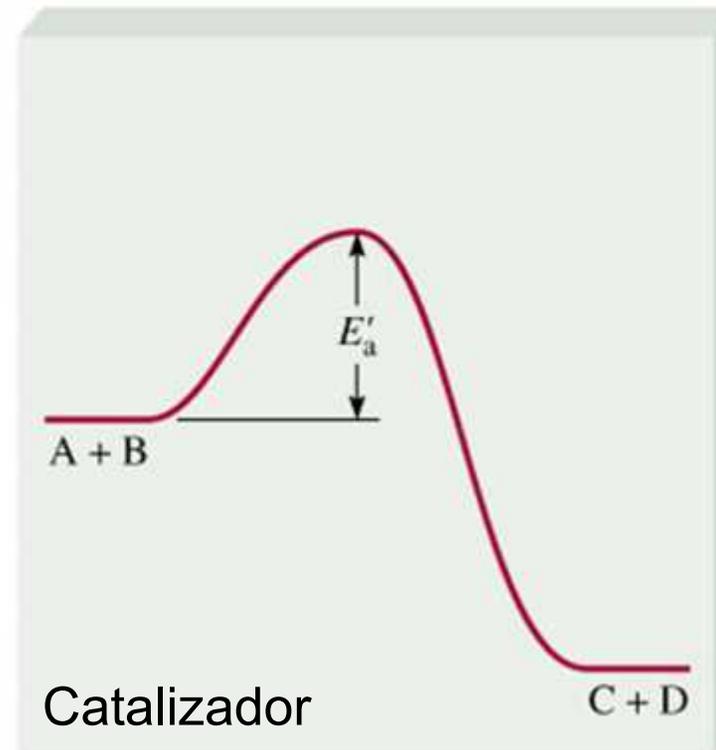
- no cambia K
 - no desplaza la posición de un sistema en equilibrio
 - el sistema alcanzará el equilibrio más pronto

Energía potencial



Avance de la reacción

Energía potencial



Avance de la reacción

El catalizador baja E_a para **ambos** avances y reacciones inversas

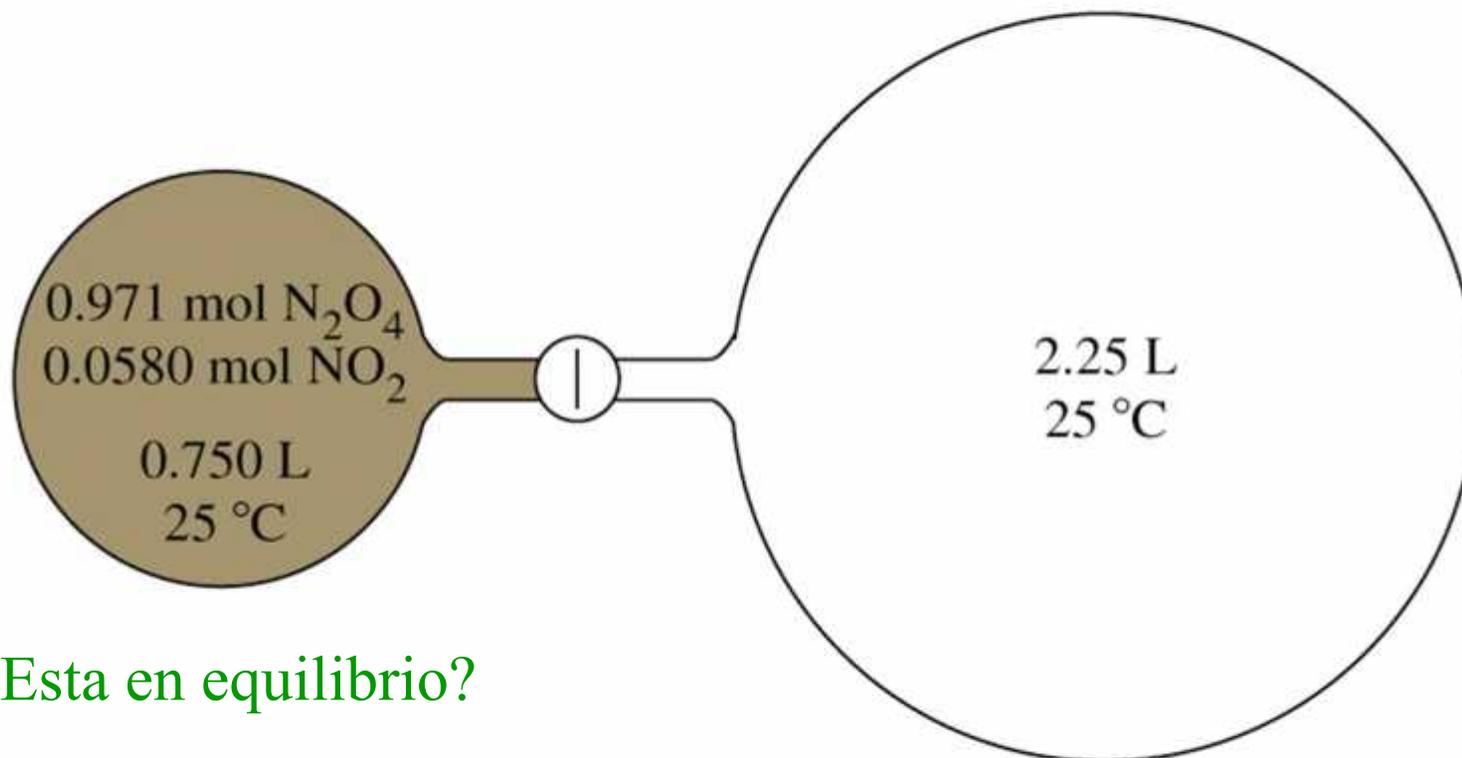
El catalizador no cambia la constante de equilibrio o desplazamiento en el equilibrio

Principio de Le Châtelier

<u>Cambio</u>	<u>Desplazamiento en el equilibrio</u>	<u>Cambio en la constante de equilibrio</u>
Concentración	sí	no
Presión	sí	no
Volumen	sí	no
Temperatura	sí	sí
Catalizador	no	no



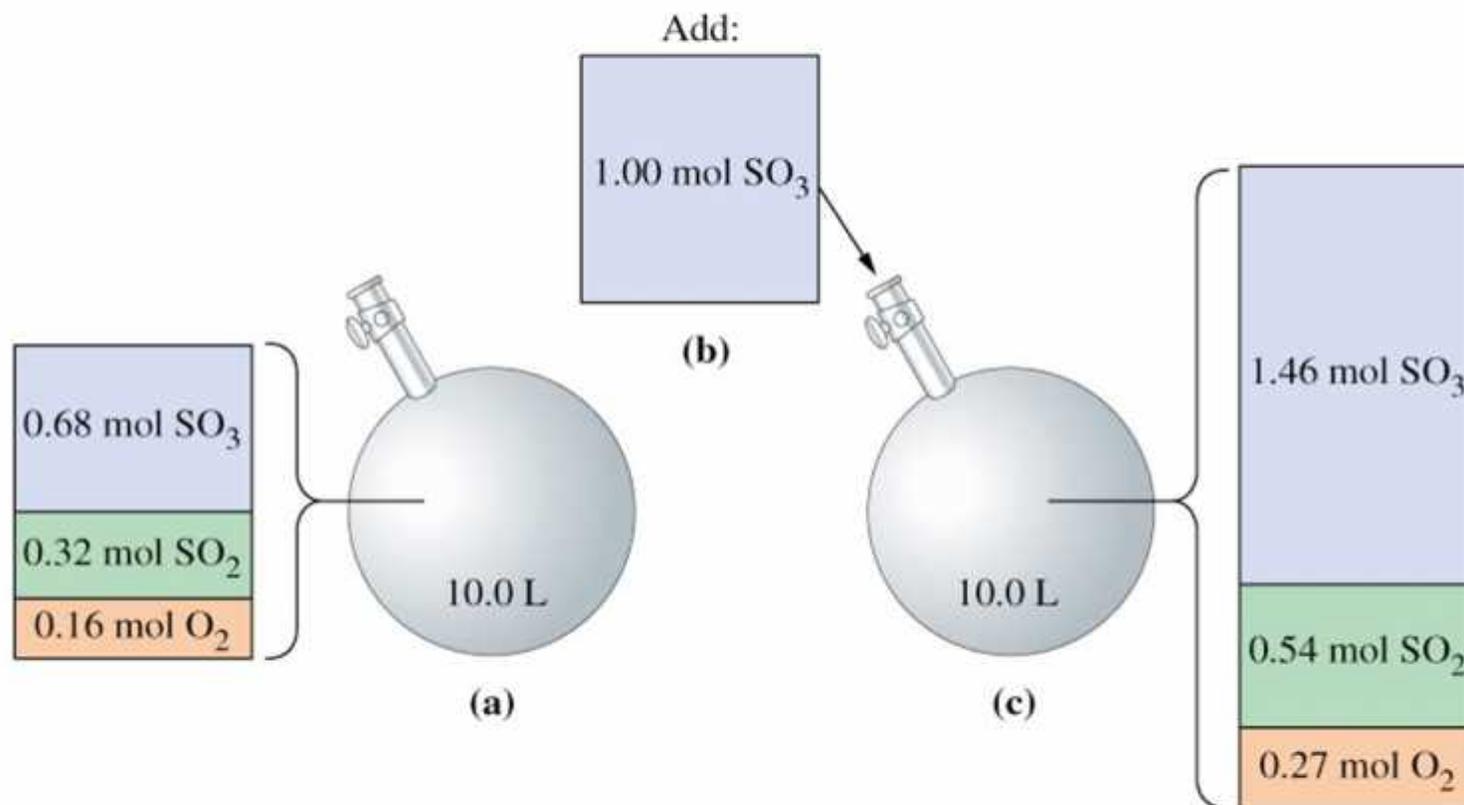
Ejemplos

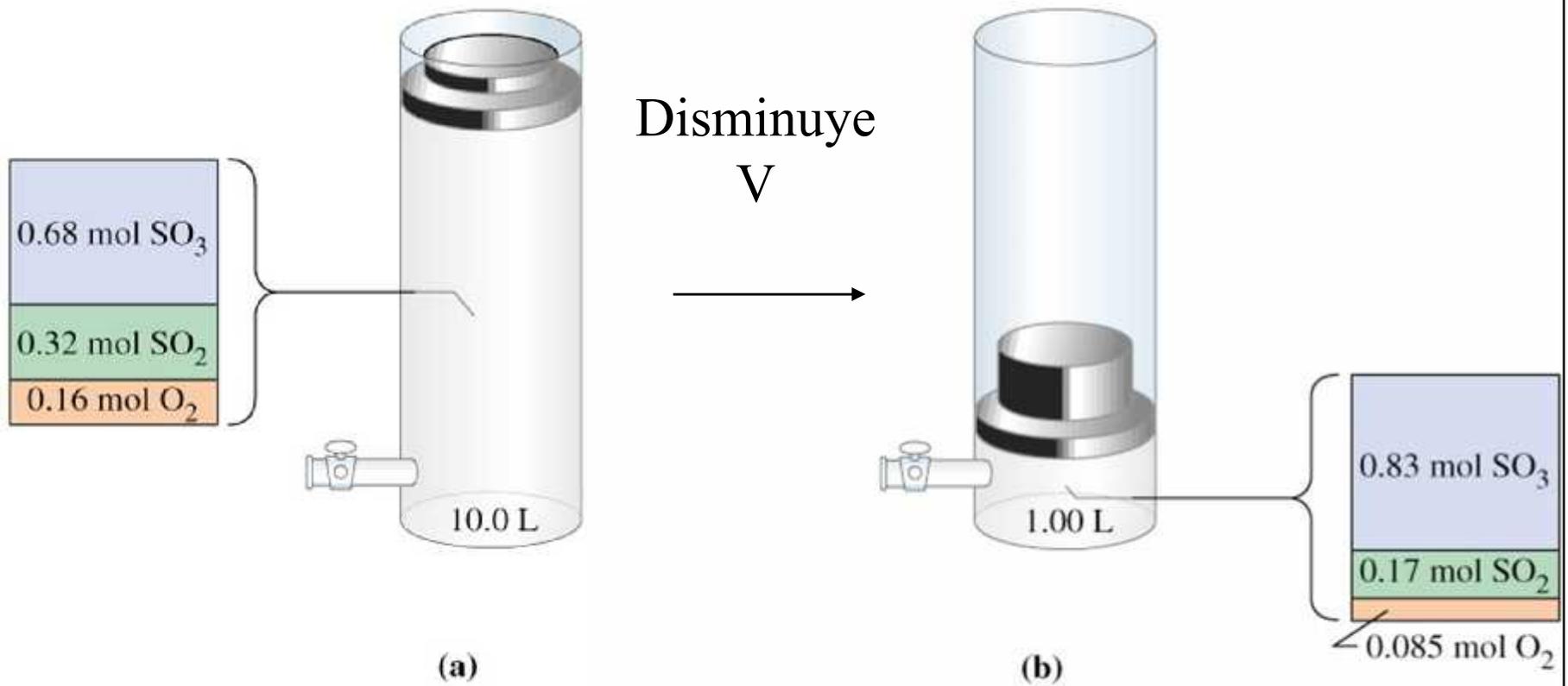


¿Esta en equilibrio?

¿qué pasa cuando se abre la llave de conexión?









(a)

Aumenta T



(b)