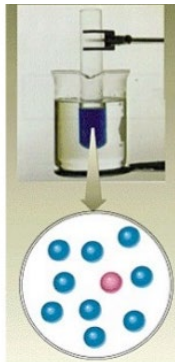
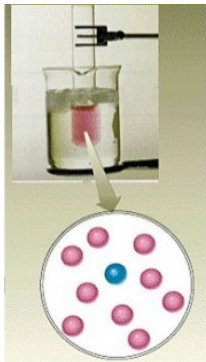


**Teoría, Dra. Sandra Signorella**

**Profesora Titular  
Área Química General e Inorgánica**

# **Tema EQUILIBRIO QUÍMICO**

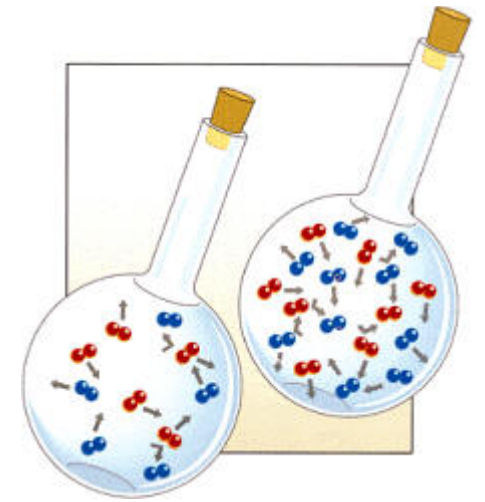
**Año 2026**





# Equilibrio Químico

- Concepto de Equilibrio
- Equilibrio Químico y reversibilidad
  - Constante de Equilibrio
- Cálculo de la constante de Equilibrio
  - Relaciones entre  $K_C$ ,  $K_p$  y  $K_x$ 
    - Cociente de reacción
- Cálculo de las concentraciones de Equilibrio
  - Grado de disociación
  - Principio de Le Châtelier
  - Ecuación de Van't Hoff
  - Energía libre y equilibrio

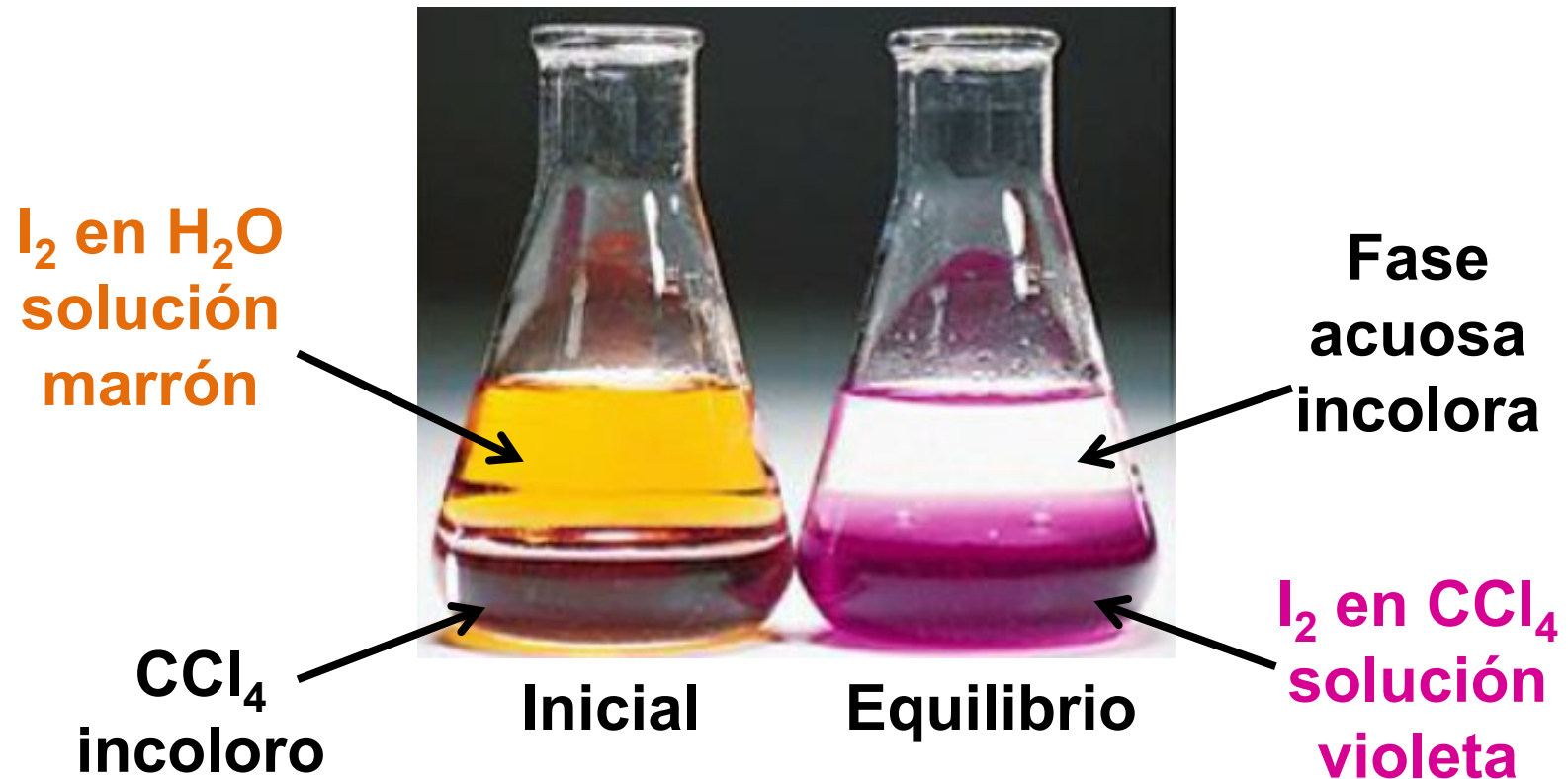




Esta reacción ocurre con formación del producto NO a altas temperatura (descarga eléctrica)

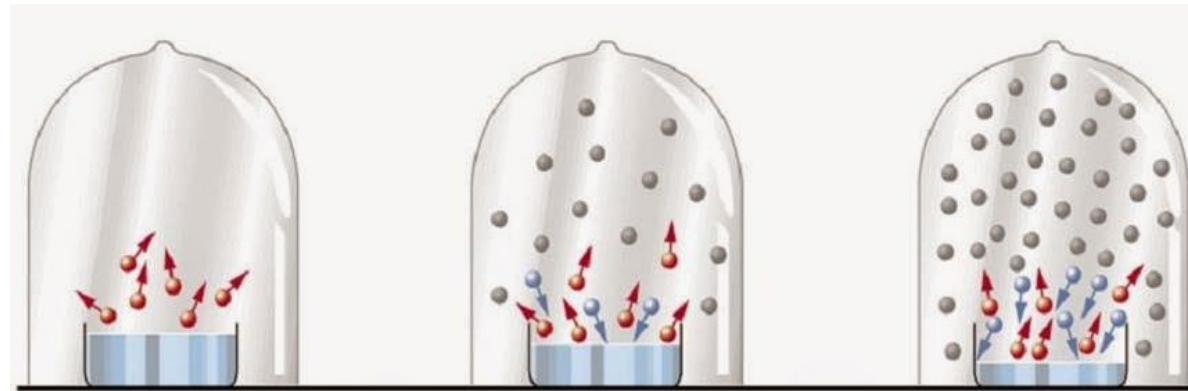
# Equilibrio de Reparto

Distribución del soluto entre dos solventes inmiscibles (Reparto)



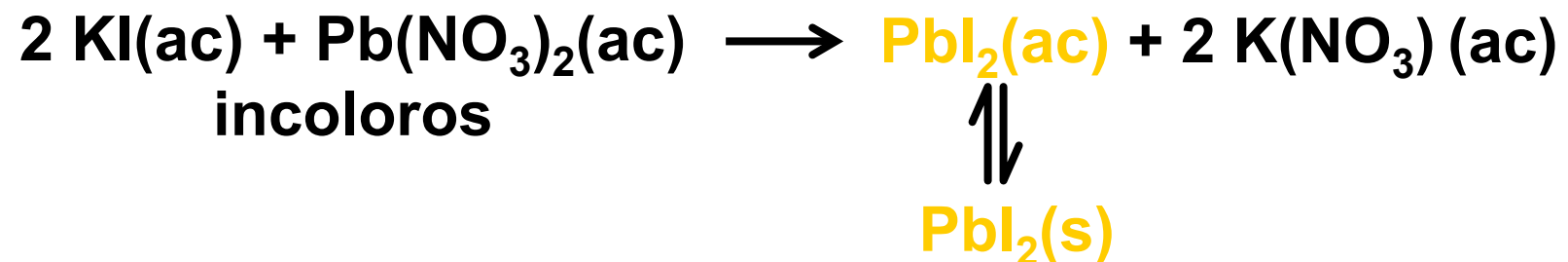
# Equilibrio líquido-vapor

**La presión de vapor de un líquido es una propiedad que resulta de la condición de equilibrio**

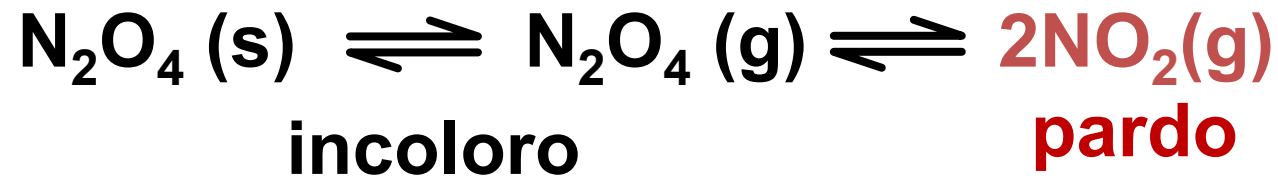


**Inicial**

**Equilibrio**



# Equilibrio Químico de Disociación



Inicial  
a baja  
T



Equilibrio  
A T<sub>amb</sub>

La  
conversión  
en NO<sub>2</sub> no  
es del 100%

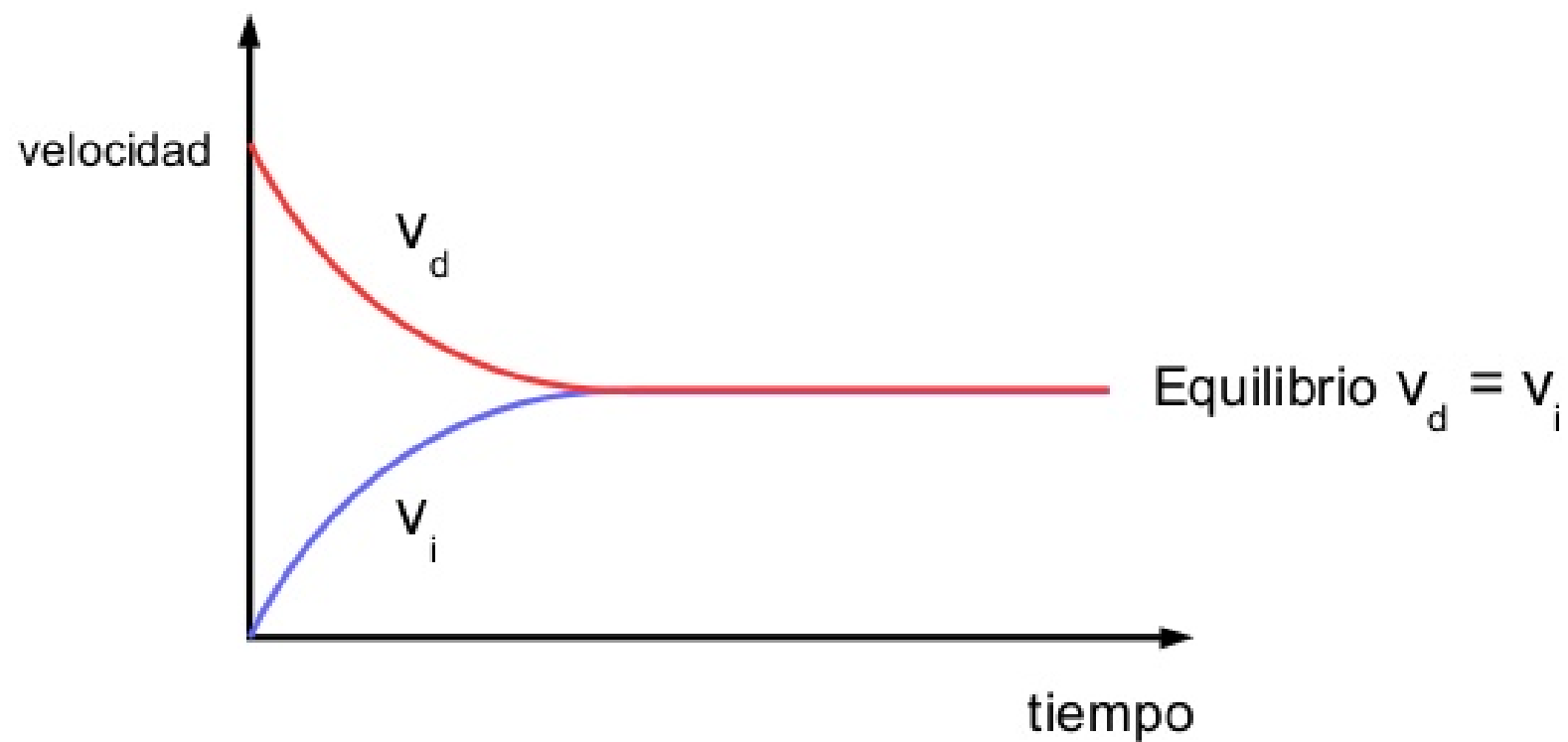
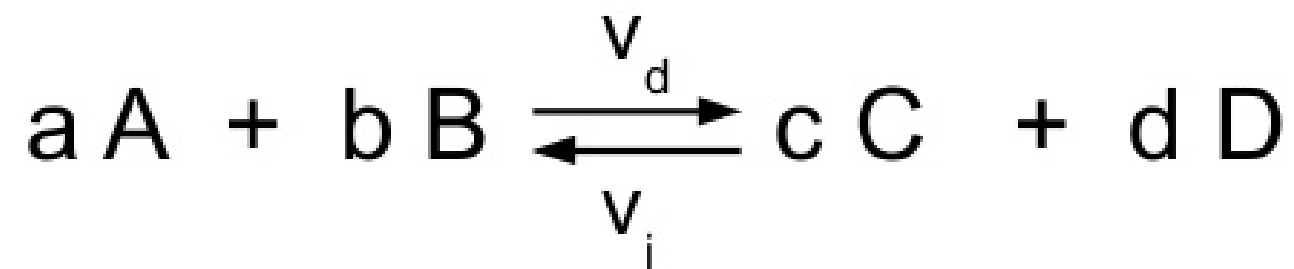
**Un Proceso Reversible se encuentra en Equilibrio Químico** cuando "la velocidad de formación de productos a partir de los reactivos es igual a la velocidad de formación de reactivos a partir de los productos"

De manera general:



**Equilibrio dinámico**

**Cuando se alcanza el equilibrio la concentración de todos los componentes de la mezcla permanece constante (no cambia con el tiempo)**



# Diferentes tipos de flechas que se emplean en reacciones químicas

**Flecha Simple**  $\longrightarrow$

Cuando la reacción se completa en un sentido

**Doble Flecha**  $\rightleftharpoons$

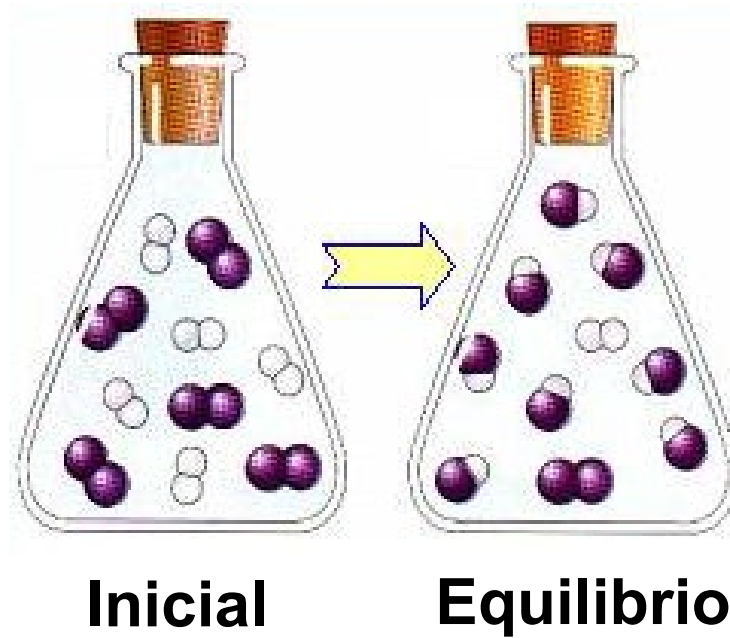
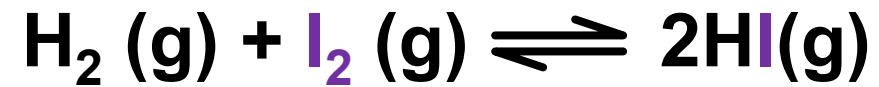
Indica un reacción reversible, que ocurre en ambos sentidos

**Doble flecha de diferentes tamaños**  $\rightleftharpoons$

Reacción reversible que está favorecida en un sentido

# EQUILIBRIO HOMOGÉNEO (en una sola fase)

Ej: fase gaseosa

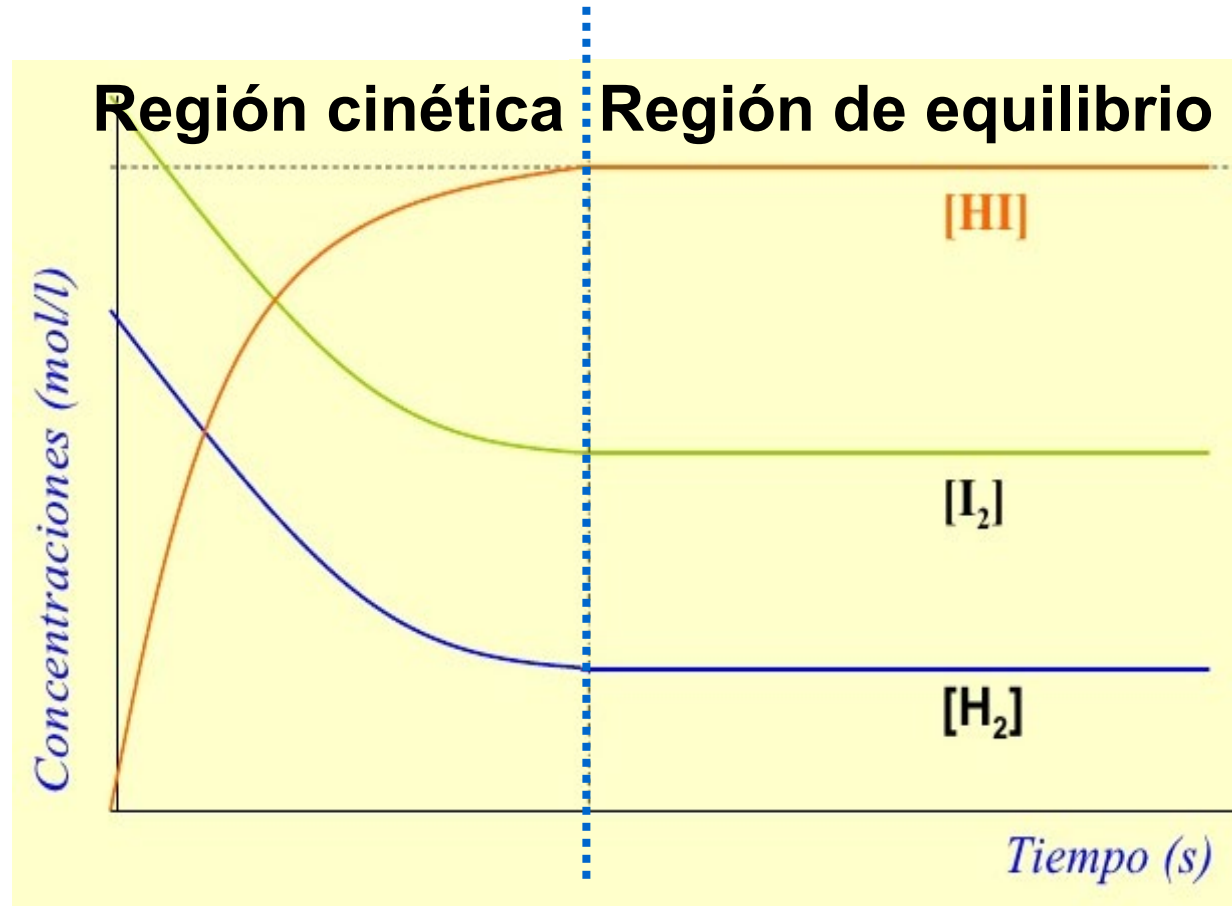


# VISUALIZACIÓN DE LA REACCIÓN EN TRES ETAPAS

1- Mezclado inicial

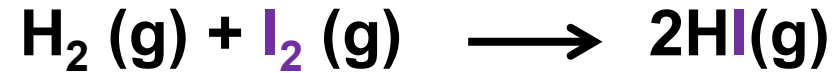
2- Región cinética (las concentraciones varían con el tiempo)

3- Región de equilibrio (concentraciones constantes en el tiempo)

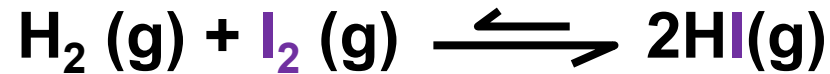


## ETAPAS CINÉTICA Y DE EQUILIBRIO

- 1. Inicialmente no existe HI
- 2.a. Cuando de mezclan  $I_2$  e  $H_2$  sólo se ocurre la reacción directa

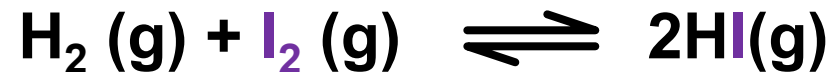


- 2.b. Cuando comienza a formarse HI, ya puede producirse la reacción en sentido inverso



- 2.c. A medida que nos acercamos al equilibrio, la reacción en sentido directo se hace mas lenta

- 3. En el equilibrio, las reacciones en ambos sentidos tienen la misma velocidad



# EXPRESIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Para la reacción general:



El equilibrio puede expresarse:

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

$K_c$  constante de equilibrio en sistemas homogéneos

$[ ]^n$  concentración molar elevada al coeficiente estequiométrico correspondiente

**$K_c$  A UNA DADA TEMPERATURA**

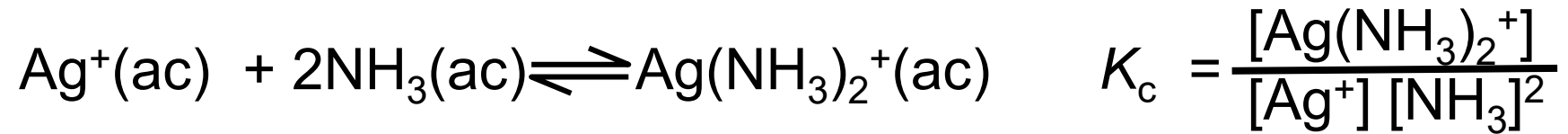
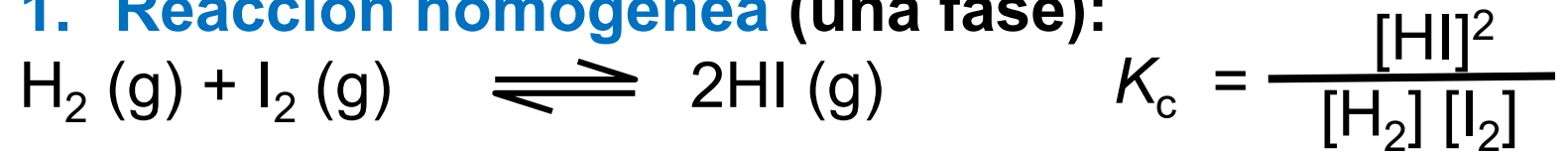
**A UNA DADA TEMPERATURA,  $K_c$  ES  
INDEPENDIENTE DE LAS CONCENTRACIONES  
INICIALES DE LOS REACTIVOS Y PRODUCTOS**



| $[\text{N}_2\text{O}_4]_i \text{ (M)}$ | $[\text{NO}_2]_i \text{ (M)}$ | $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{equil}} \text{ (M)}$ | $[\text{NO}_2]_{\text{equil}} \text{ (M)}$ | $K_c$ |
|----------------------------------------|-------------------------------|-----------------------------------------------------|--------------------------------------------|-------|
| 0,0                                    | 0,02                          | 0,0014                                              | 0,0172                                     | 0,211 |
| 0,0                                    | 0,03                          | 0,0028                                              | 0,0243                                     | 0,211 |
| 0,0                                    | 0,04                          | 0,00452                                             | 0,0310                                     | 0,213 |
| 0,02                                   | 0,0                           | 0,00452                                             | 0,031                                      | 0,213 |

# EXPRESIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

## 1. Reacción homogénea (una fase):



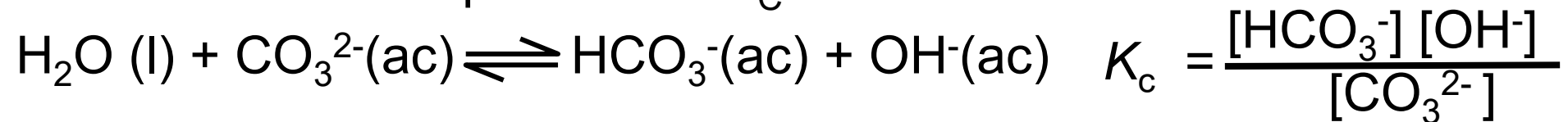
## 2. Reacción heterogénea (involucra más de una fase)



Los sólidos puros no se escriben en la expresión de  $K_c$

## 3. Reacción con líquidos puros

Los líquidos puros no se escriben en la expresión de  $K_c$

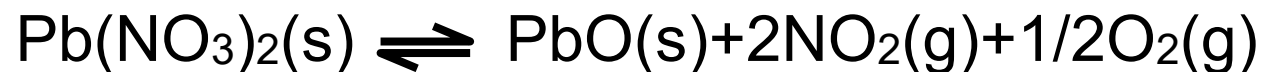
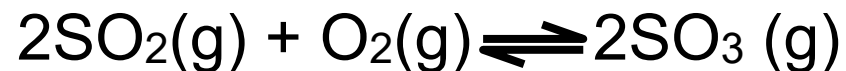
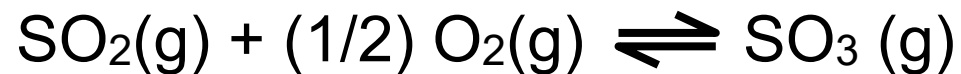
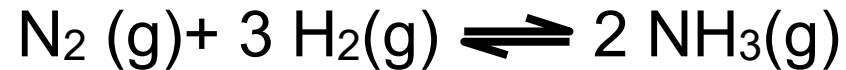


# Como escribir la constante de equilibrio $K_c$



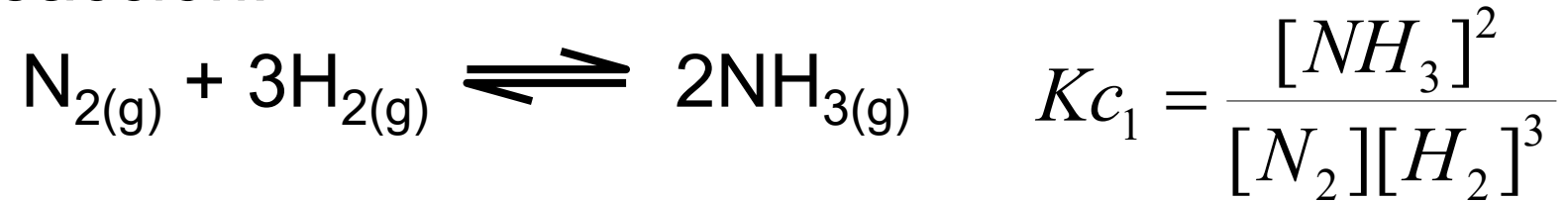
- Escribir y balancear la ecuación química.
- Colocar las concentraciones de los productos en el numerador y las de los reactivos en el denominador de la expresión.
- Omitir las concentraciones de los sólidos y líquidos puros.
- Omitir la concentración del solvente.
- El exponente de cada concentración debe ser el mismo que el coeficiente estequiométrico de cada especie química en la ecuación.

## Expresa la $K_c$ para las siguientes reacciones



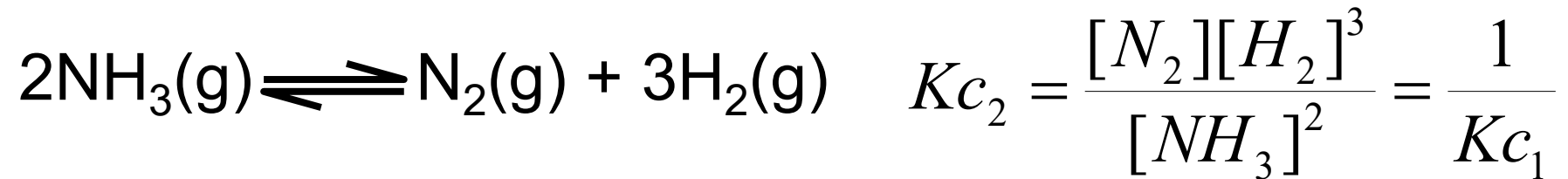
## Cálculo de constantes de equilibrio a partir de constantes de equilibrio ya conocidas

- Conociendo el valor de constante de equilibrio para la reacción:



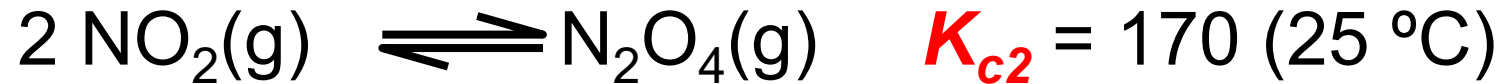
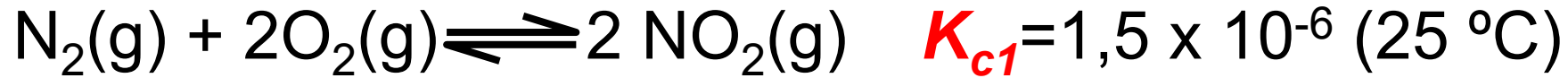
$$K_{c_1} = 3,5 \times 10^{-8} \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$

Se puede calcular el valor de  $K_c$  para la reacción inversa

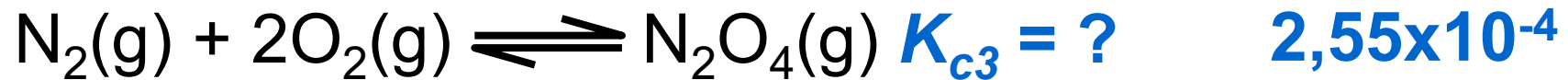


$$K_{c_2} = 2,85 \times 10^7$$

- Conociendo los valores de  $K_c$  para las siguientes reacciones:



Se puede calcular el valor de  $K_c$  para la siguiente reacción:



$$K_{c1} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2} \quad K_{c2} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

$$K_{c3} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2} = K_{c1}K_{c2} = \frac{\cancel{[\text{NO}_2]^2}[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2\cancel{[\text{NO}_2]^2}}$$

## EJERCICIO DE APLICACIÓN

- Dadas las siguientes reacciones químicas y sus respectivos valores de constantes de equilibrio a 500 K.



Calcule el valor de  $K_c$  para la reacción entre los átomos de hidrógeno y bromo gaseosos para dar lugar a bromuro de hidrógeno gaseoso.

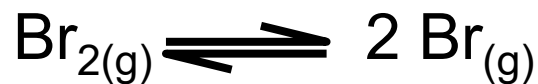
Rta:  $2,73 \times 10^{33}$



$$K_{C1} = 7,9 \times 10^{11}$$

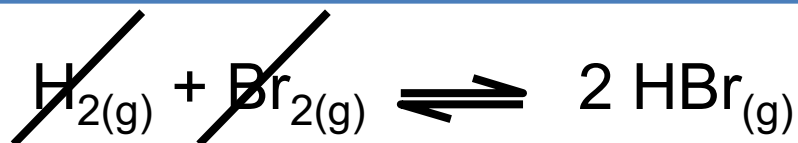


$$K_{C2} = 4,8 \times 10^{-41}$$

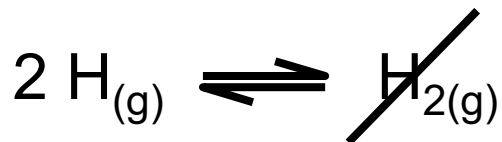


$$K_{C3} = 2,2 \times 10^{-15}$$

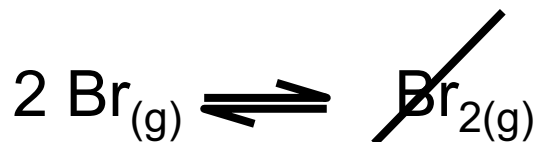
DATOS



$$K_{C1} = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{Br}_2][\text{H}_2]}$$



$$\frac{1}{K_{C2}} = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}]^2}$$



$$\frac{1}{K_{C3}} = \frac{[\text{Br}_2]}{[\text{Br}]^2}$$



$$K_C^2 = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}]^2 [\text{Br}]^2} = \frac{K_{C1}}{K_{C2} * K_{C3}} = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{Br}_2][\text{H}_2]} * \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}]^2} * \frac{[\text{Br}_2]}{[\text{Br}]^2}$$

$$\sqrt{K_C^2} = \sqrt{\frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}]^2 [\text{Br}]^2}} = \frac{[\text{HBr}]}{[\text{H}][\text{Br}]} = K_C = \sqrt{\frac{K_{C1}}{K_{C2} * K_{C3}}} = 2,735 \times 10^{33}$$

## Resumiendo:

- Si invertimos una ecuación química, invertimos el valor de su  $K_C$
- Si multiplicamos una ecuación por un número, elevamos el valor de  $K_C$  a ese exponente.
- Si sumamos ecuaciones químicas, multiplicamos sus valores de  $K_C$ .

## Expresión de la constante de Equilibrio en función de las presiones parciales ( $K_p$ )

A temperatura constante, la presión de un gas es proporcional a su concentración molar:

$$\text{Para gas ideal: } PV = nRT \Rightarrow \mathbf{P} = \frac{n RT}{V} = \mathbf{C_M RT}$$

donde  $C_M$  = moles / litro

Para equilibrios con gases, la presión parcial puede utilizarse en lugar de la concentración molar.



$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \quad P \text{ en atm}$$

$$K_p = \frac{C_C^c (RT)^c C_D^d (RT)^d}{C_A^a (RT)^a C_B^b (RT)^b} = \frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

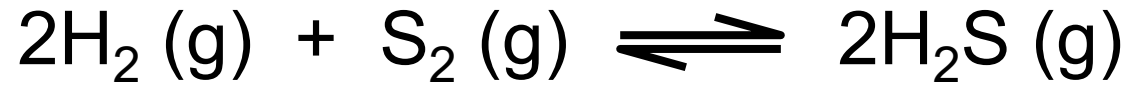
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$\Delta n$  = número de moles de productos - moles de reactivos:

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

## EJERCICIO DE APLICACIÓN

Para la reacción en fase gaseosa:



el valor de  $K_c = 1,10 \times 10^7$  a  $700^\circ\text{C}$ . Calcular  $K_p$  a la misma temperatura

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

$$T = 700 + 273 = 973 \text{ K}; R = 0,08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

$$\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

$$K_p = 1,10 \times 10^7 \left( (0,08206) \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} (973 \text{ K}) \right)^{-1}$$

$$K_p = 1,378 \times 10^5$$

# FORMAS DE EXPRESAR CONSTANTES DE EQUILIBRIO Y SUS CORRELACIONES



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

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

$$K_x = \frac{x_D^d x_C^c}{x_A^a x_B^b}$$

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

$$K_p = K_X (P_T)^{\Delta n}$$

$$p_i = x_i P_T$$

$$K_p = \frac{p_D^d p_C^c}{p_A^a p_B^b} = \frac{(x_D P_T)^d (x_C P_T)^c}{(x_A P_T)^a (x_B P_T)^b} = \frac{x_D^d x_C^c}{x_A^a x_B^b} (P_T)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$K_p = K_x (P_T)^{\Delta n}$$

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

$$K_c = K_x \left[ \frac{P_T}{RT} \right]^{\Delta n}$$

**Si  $n = 0$**

$$K_c = K_p = K_x$$

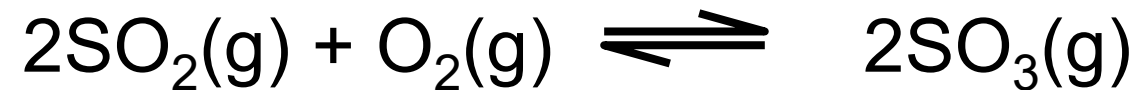
## EJERCICIO DE APLICACIÓN

Una mezcla de  $\text{SO}_2(\text{g})$ ,  $\text{O}_2(\text{g})$ ,  $\text{SO}_3(\text{g})$  se permite que alcance el equilibrio a 852 K. Las concentraciones de equilibrio son:

$$[\text{SO}_2] = 3,61 \times 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{O}_2] = 6,11 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = 1,01 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Calcular el valor de  $K_C$  y  $K_p$  a 852 K para la reacción:



$$\text{Rta: } K_C = 1,28 \times 10^4 \text{ y } K_p = 183$$

# COCIENTE DE REACCIÓN: Q

Q: expresión del cociente de **CONCENTRACIONES INICIALES** de productos y reactivos elevados a sus coeficientes estequiométricos (pueden no ser las concentraciones de equilibrio)



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

Comparando los valores de **Q** con el valor de **K<sub>c</sub>** se puede predecir en que dirección cursará la reacción:

$$Q < K_c$$

la reacción cursará hacia los productos

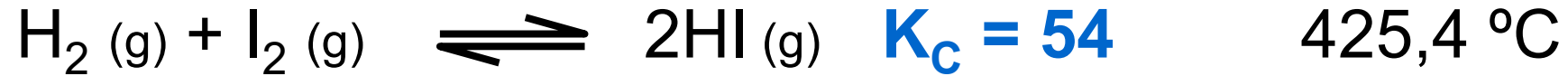
$$Q = K_c$$

la reacción se encuentra en equilibrio

$$Q > K_c$$

la reacción cursará hacia los reactivos

## EJERCICIO DE APLICACIÓN



Dada la siguiente mezcla, predecir el sentido de la reacción

$$[\text{H}_2] = 4,25 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = 3,97 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = 9,83 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(9,83 \times 10^{-2})^2}{(4,25 \times 10^{-3})(3,97 \times 10^{-1})}$$

$$Q = 5,73$$

$Q < K_c$ , no está en equilibrio

La reacción cursará hacia los productos hasta alcanzar los valores del equilibrio

# CÁLCULO DE CONCENTRACIONES DE EQUILIBRIO

- Si se conoce la estequiometría de la reacción y  $K_C$  es posible calcular las concentraciones de equilibrio de todas las especies.
- Comunmente se conocen las concentraciones iniciales.
- El cambio de concentración desde el valor inicial al valor de equilibrio se expresa como una variable  $x$
- Todas las concentraciones se expresan en función de  $x$ .

# CÁLCULO DE CONCENTRACIONES DE EQUILIBRIO

Se descompone  $\text{COCl}_2$  con un valor de constante de equilibrio de  $K_C = 2,2 \times 10^{-10}$ , a  $100^\circ\text{C}$ . Si la concentración inicial de  $\text{COCl}_2$  es  $0,095\text{M}$ , calcular las concentraciones de equilibrio para cada especie.



|                                | $\text{COCl}_2 (\text{g})$ | $\text{CO} (\text{g})$ | $\text{Cl}_2 (\text{g})$ |
|--------------------------------|----------------------------|------------------------|--------------------------|
| Conc Inicial, M                | 0,095                      | 0,000                  | 0,000                    |
| Cambio de concentración, M     | -x                         | +x                     | +x                       |
| Concentración de equilibrio, M | $0,095 - x$                | x                      | x                        |

$$K_C = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{x^2}{(0,095 - x)}$$

$$K_C = 2,2 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,095 - x)}$$

$$x^2 + 2,2 \times 10^{-10} x - 2,09 \times 10^{-11} = 0$$

Queda una expresión cuadrática de la forma:

$$a x^2 + b x + c = 0$$

Que se puede resolver de la siguiente manera:

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

$$x^2 + 2,2 \times 10^{-10} x - 2,09 \times 10^{-11} = 0$$

$a=1$                        $b$                        $c$

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

$$x = \frac{-2,2 \times 10^{-10} \pm [(2,2 \times 10^{-10})^2 - (4)(1)(-2,09 \times 10^{-11})]^{1/2}}{2}$$

$$x_1 = 4,57 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$x_2 = -4,57 \times 10^{-6} \text{ M}$$

**Sólo el valor  
positivo tiene  
sentido. La otra  
raíz se descarta**

Una vez calculado  $x$ , podemos conocer las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio

$$\text{COCl}_2 = 0,095 - x = 0,095 \text{ M}$$

$$\text{CO} = x = 4,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{Cl}_2 = x = 4,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

En este caso el cambio de concentración de  $\text{COCl}_2$  es mínimo.

## EJERCICIO DE APLICACIÓN

El valor de  $K_C$  es de 0,56 a 300 °C para el sistema:



Si se mezclan 0,45 moles de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , 0,90 moles de  $\text{PCl}_3(\text{g})$  y 0,12 moles de  $\text{PCl}_5(\text{g})$  en un recipiente de 5,0 L:

- ¿La mezcla se encuentra en equilibrio?
- Si no se encuentra en equilibrio ¿hacia donde se desplazará la reacción?
- Calcular las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio.
- Determinar el valor de  $K_p$  para esta reacción.

## GRADO DE DISOCIACIÓN, $\alpha$

**Es la fracción disociada de una sustancia y se define como el cociente entre la cantidad de sustancia disociada respecto de la cantidad de sustancia inicial o total.**

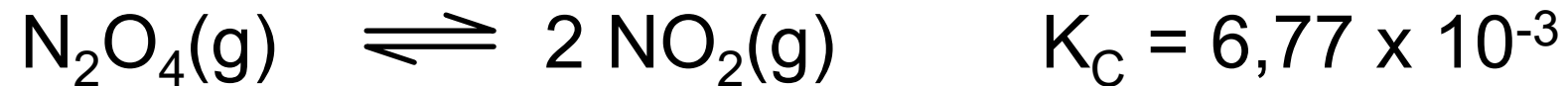
$$\alpha = \frac{\text{cantidad de sustancia disociada}}{\text{cantidad de sustancia inicial}}$$

**Expresado en forma de porcentaje o tanto por ciento:**

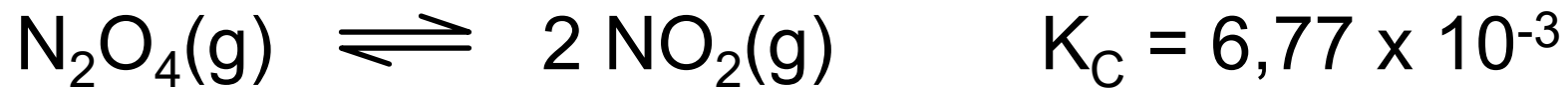
$$\alpha \% = \frac{\text{cantidad de sustancia disociada}}{\text{cantidad de sustancia inicial}} \times 100$$

## EJERCICIO DE APLICACIÓN

Se introduce 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  en un recipiente a  $27^\circ\text{C}$  y una presión inicial de 1 atm. A esa temperatura el  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  se encuentra parcialmente disociado según la siguiente reacción:



- a) Calcular el volumen del recipiente. **Rta:** 24,6 L
- b) Calcular las concentraciones de reactivo y producto en el equilibrio. **Rta:**  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,033 \text{ M}$   
 $[\text{NO}_2] = 0,015 \text{ M}$
- c) Determinar el grado de disociación de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ .  
**Rta:**  $\alpha\% = 18,4 \%$



$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1 \text{ mol}; P = 1 \text{ atm}; T = 300 \text{ K}$$

$$a) \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ mol} * 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} * 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{24,6 \text{ L}}$$

$$b) \quad [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}} = \frac{1 \text{ mol}}{24,6 \text{ L}} = \mathbf{0,04 \text{ M}}$$

*En el equilibrio:*  $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{equil}} = [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}} - x = 0,04 \text{ M} - x$ ; y  $[\text{NO}_2]_{\text{equil}} = 2x$

$$K_C = 6,77 \times 10^{-3} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{4x^2}{0,04 - x}; \Rightarrow 4x^2 + 6,77 \times 10^{-3}x - 0,04 * 6,77 \times 10^{-3} = 0$$

$$x = 7,43 \times 10^{-3} \text{ M}; \quad [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = 0,04 - 7,43 \times 10^{-3} = \mathbf{0,033 \text{ M}};$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 2 * 7,43 \times 10^{-3} = \mathbf{0,015 \text{ M}}$$

$$c) \quad \alpha\% = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}} - [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{equil}}}{[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}}} * 100 = \frac{7,43 \times 10^{-3} \text{ M}}{0,04 \text{ M}} * 100 = \mathbf{18,6\%}$$

# PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

**Cuando el sistema en equilibrio se somete a una perturbación, éste evoluciona de modo tal que recupera la condición de equilibrio.**

**Por ejemplo en la reacción:**



si se agrega A o B, o se quita C o D, el sistema se desplaza hacia la formación de productos hasta alcanzar nuevamente la posición de equilibrio.

Las concentraciones de equilibrio dependen de:

El equilibrio específico

Las concentraciones iniciales

Otros factores:

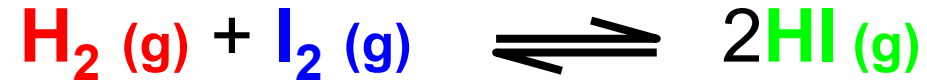
- Temperatura
- Presión
- Condiciones específicas de reacción

Si se alteran las condiciones del sistema, se produce un cambio en las concentraciones de equilibrio.

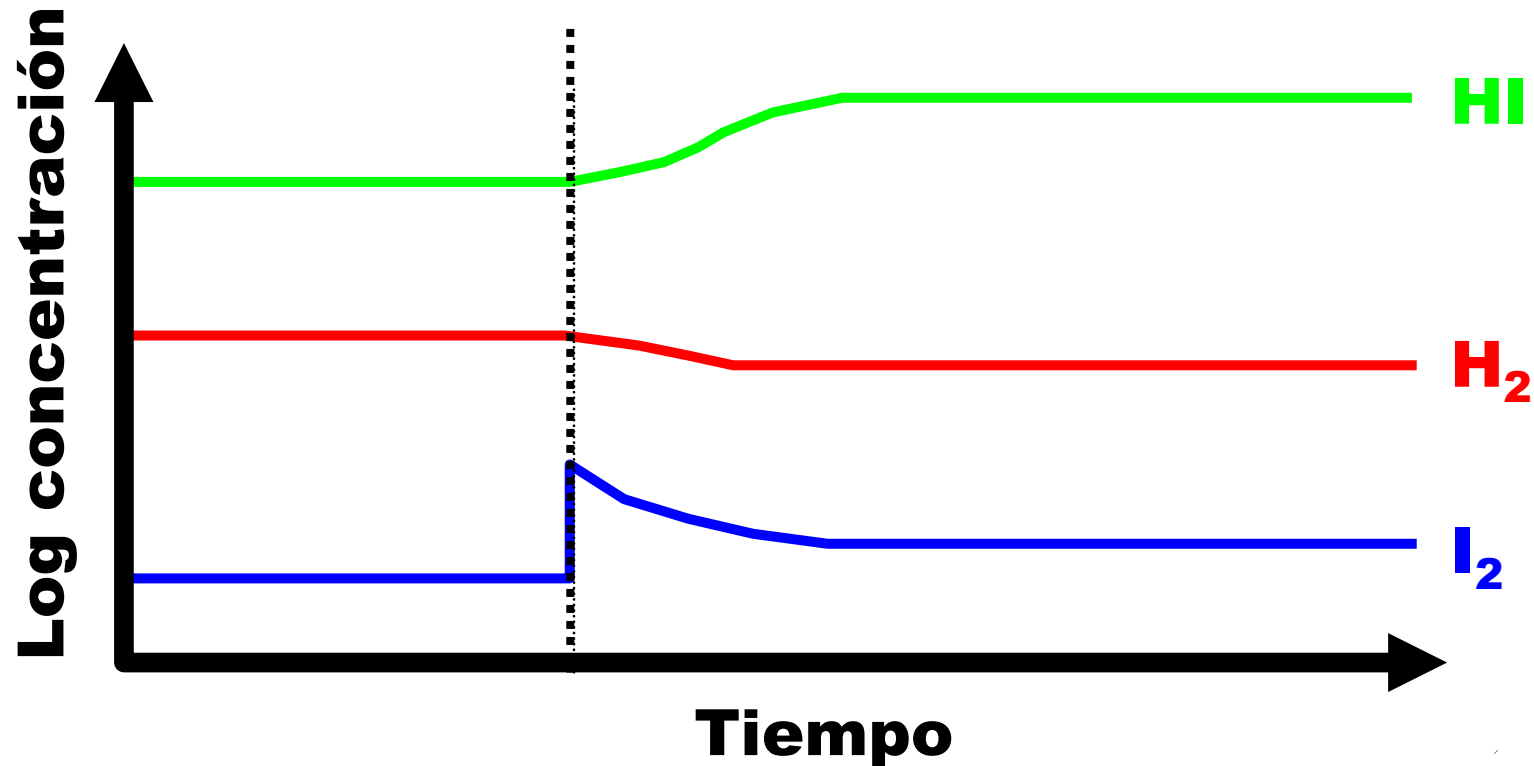
# CAMBIO DE CONCENTRACIÓN

- ♦ No modifica el valor de la constante de equilibrio, a una dada temperatura
- ♦ Cuando se adiciona material, el equilibrio se desplaza hacia el otro lado de la reacción, de manera de mantener el valor de  $K_C$
- ♦ Al eliminar algo de material, el equilibrio se desplaza hacia el mismo lado de la reacción, de manera de mantener el valor de  $K_C$

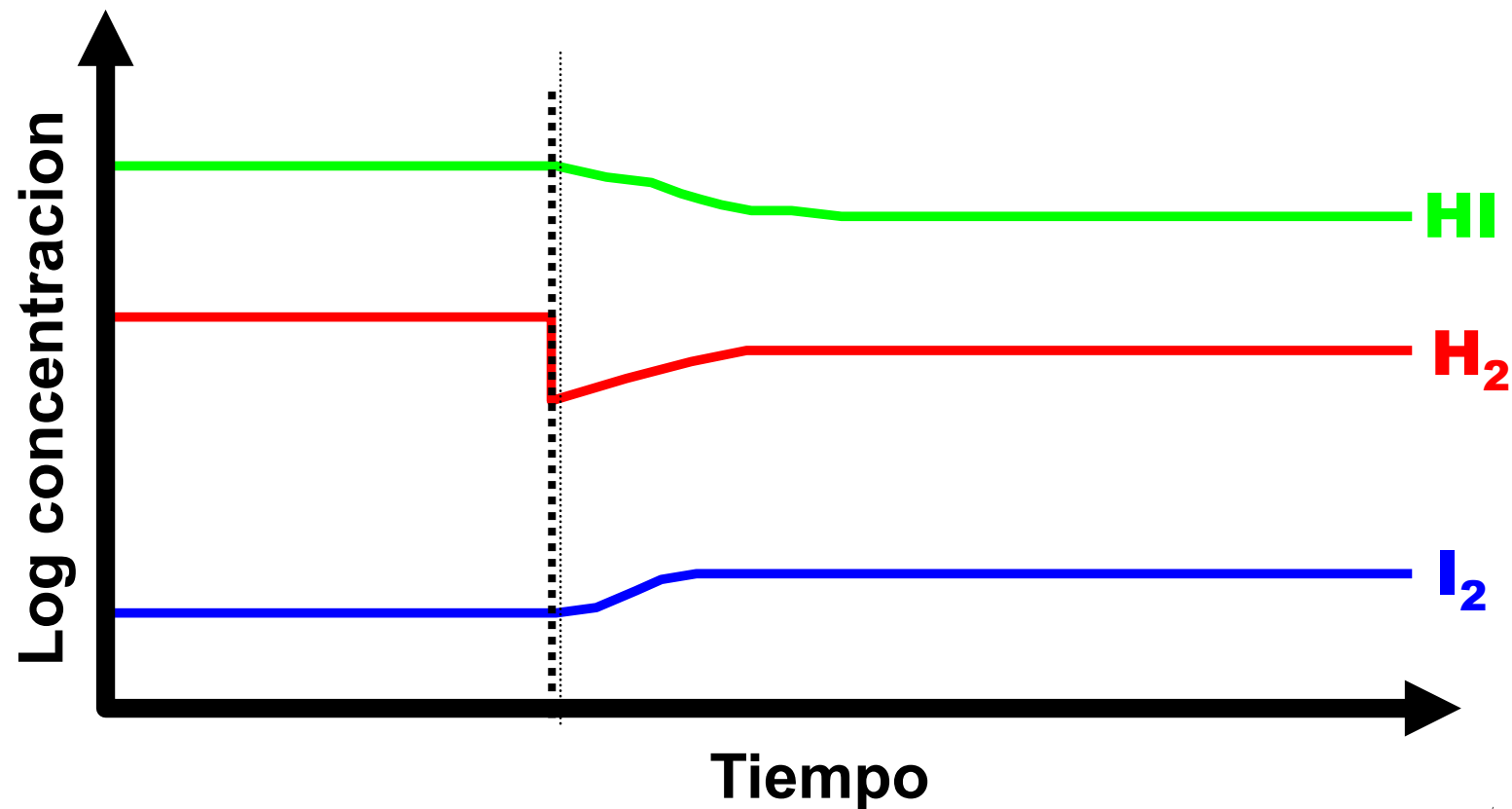
**Ejemplo 1.** Si se agrega  $I_2$  a una mezcla de  $I_2$  e  $H_2$  en equilibrio con  $HI$ :



el sistema modifica sus concentraciones para reestablecer un nuevo equilibrio con la misma  $K_C$ .



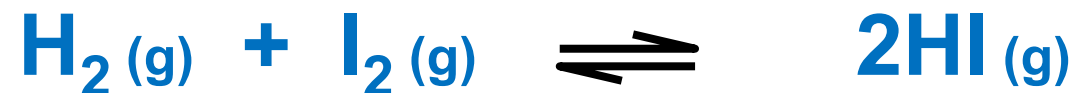
**Ejemplo 2.** Se retira algo de  $\text{H}_2$ , el sistema se desplazará hacia los reactivos



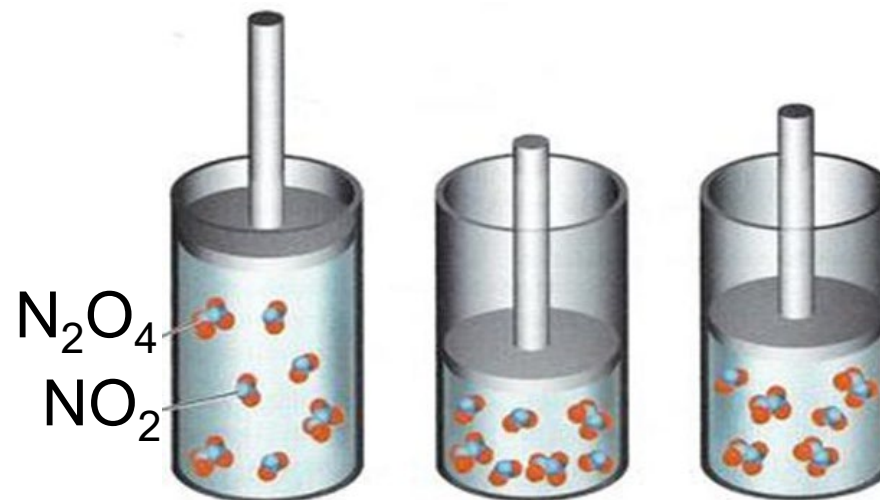
# CAMBIO DE PRESIÓN

- ♦ No afecta el valor de la constante de equilibrio a temperatura constante
- ♦ Sólidos y líquidos no se afectan por cambios de presión
- ♦ El cambio de presión por el agregado de un gas inerte no modifica el equilibrio
- ♦ Los cambios de presión sólo modifican a los gases que participan del equilibrio

En general, si se aumenta la presión disminuyendo el volumen del recipiente, la reacción se desplaza hacia donde haya menor número de moles gaseosos.



No es afectada por cambios en la presión

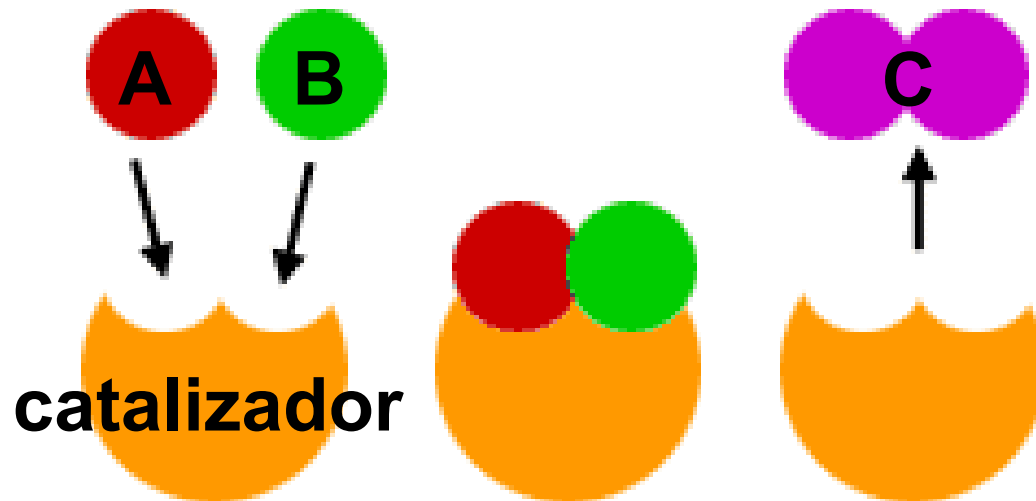


Un aumento en la presión desplaza la reacción hacia los reactivos

# AGREGADO DE UN CATALIZADOR

Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción.

Como afecta tanto la reacción directa, como la reacción reversa, no se modifica la posición de equilibrio.

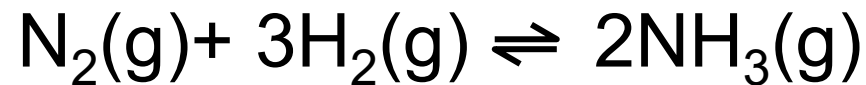


# CAMBIO DE TEMPERATURA

- ♦ Los cambios de temperatura modifican el valor de  $K_C$ .
- ♦ El efecto de la temperatura depende de si la reacción es endotérmica o exotérmica.
- ♦ Para reacciones **endotérmicas**, un aumento de  $T$  hace que la posición de equilibrio se desplace hacia los productos y **aumente el valor de  $K_C$** .
- ♦ Para reacciones **exotérmicas**, un aumento de  $T$  hace que la posición de equilibrio se desplace hacia los reactivos y **disminuye el valor de  $K_C$** .

# CAMBIO DE TEMPERATURA

El aumento o disminución del valor de la constante de equilibrio con la variación de la temperatura se asocia con el  $\Delta H$  de la reacción



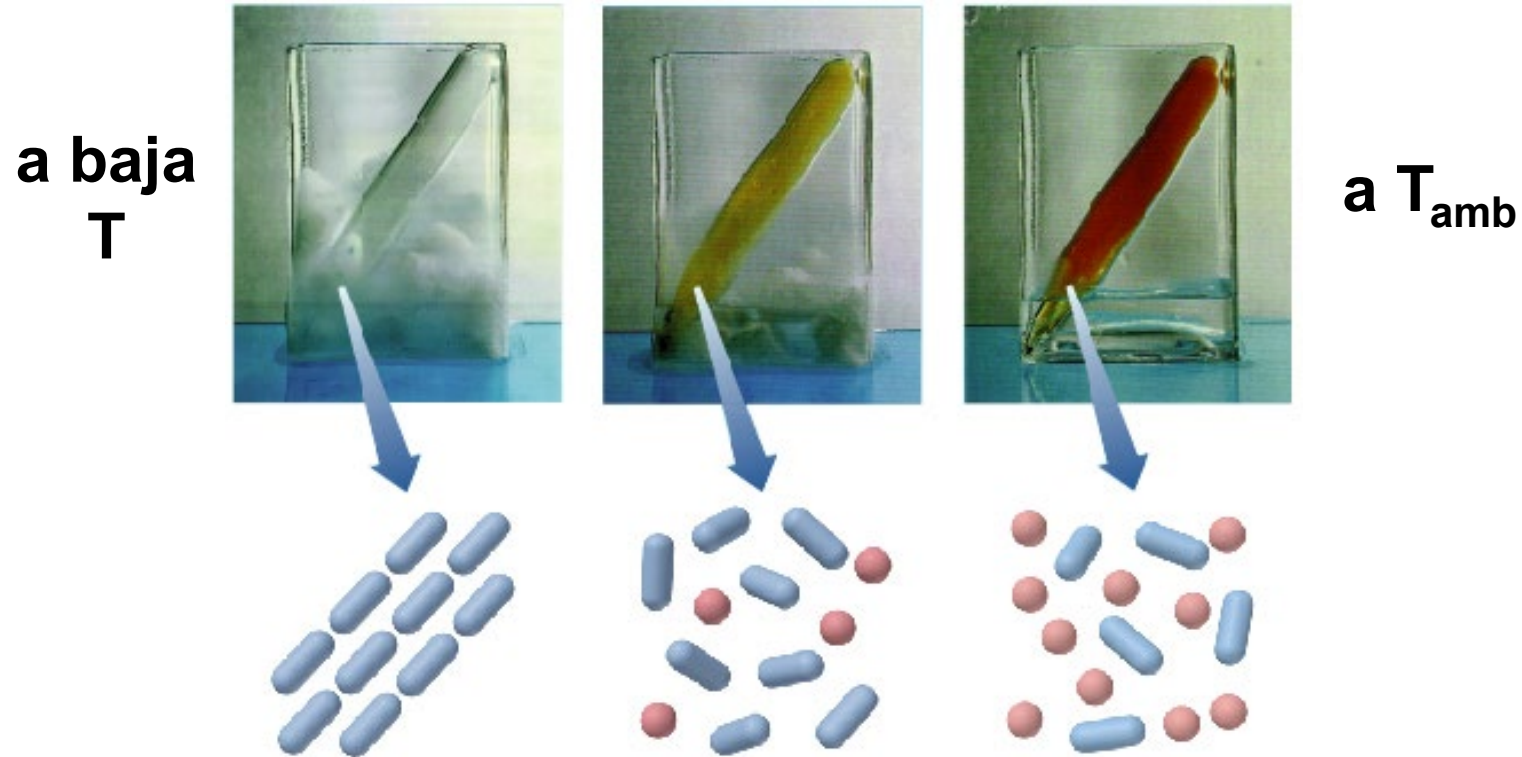
| T, °C | $K_p$                |
|-------|----------------------|
| 227   | $9.0 \times 10^{-2}$ |
| 427   | $8.1 \times 10^{-5}$ |
| 627   | $1.3 \times 10^{-6}$ |
| 827   | $9.7 \times 10^{-8}$ |



**Reacción  
Exotérmica  
 $\Delta H < 0$**

**$K_p$  disminuye con el aumento de T**

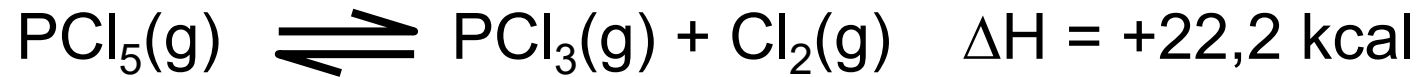
# CAMBIO DE TEMPERATURA



La reacción es endotérmica, por lo cual  $K_p$  aumenta con el aumento de  $T$

# EJERCICIO DE APLICACIÓN

Dada la siguiente reacción:



Explicar el efecto de los siguientes factores sobre el equilibrio químico del sistema:

- a) Un aumento de T
- b) Un aumento de P
- c) Un aumento en  $[\text{Cl}_2]$
- d) Un aumento en  $[\text{PCl}_5]$
- e) Presencia de un catalizador

# ECUACIÓN DE VAN'T HOFF

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

La ecuación de Van't Hoff relaciona el valor de K de equilibrio con la temperatura.

$\Delta H^\circ$ : cambio de entalpía estándar de la reacción

R: constante de los gases

T: temperatura absoluta

## EJERCICIO DE APLICACIÓN

Se tiene el siguiente equilibrio:



Si  $K_p = 0,3075$  a  $T = 25^\circ\text{C}$ , calcular el valor de  $T$  en que el  $\text{PCl}_5$  a una presión de 3 atm se encuentra disociado en un 50 %

Rta:  $T = 312 \text{ K}$

# CAMBIO DE ENERGÍA LIBRE Y EQUILIBRIO

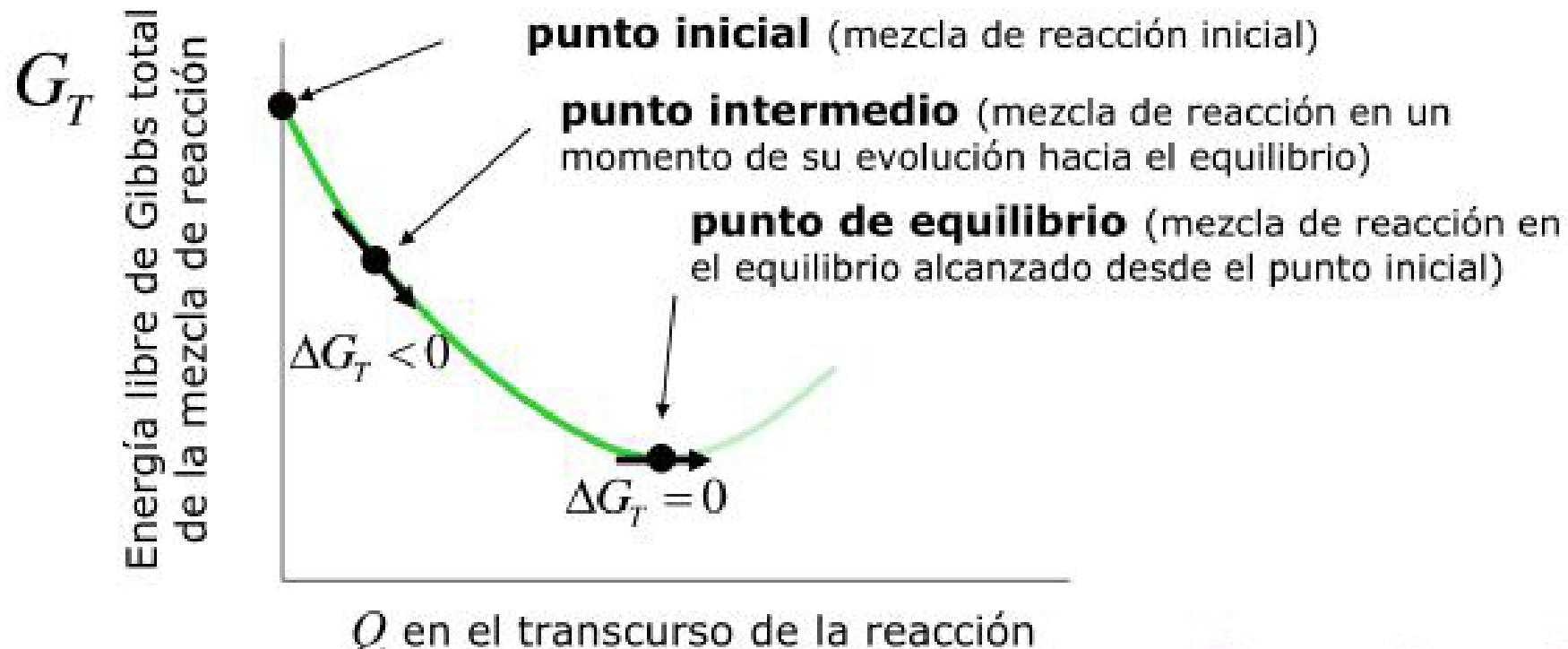
$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$R = 8,314 \text{ J/mol K}$$

$\Delta G < 0 \Rightarrow$  reacción espontánea

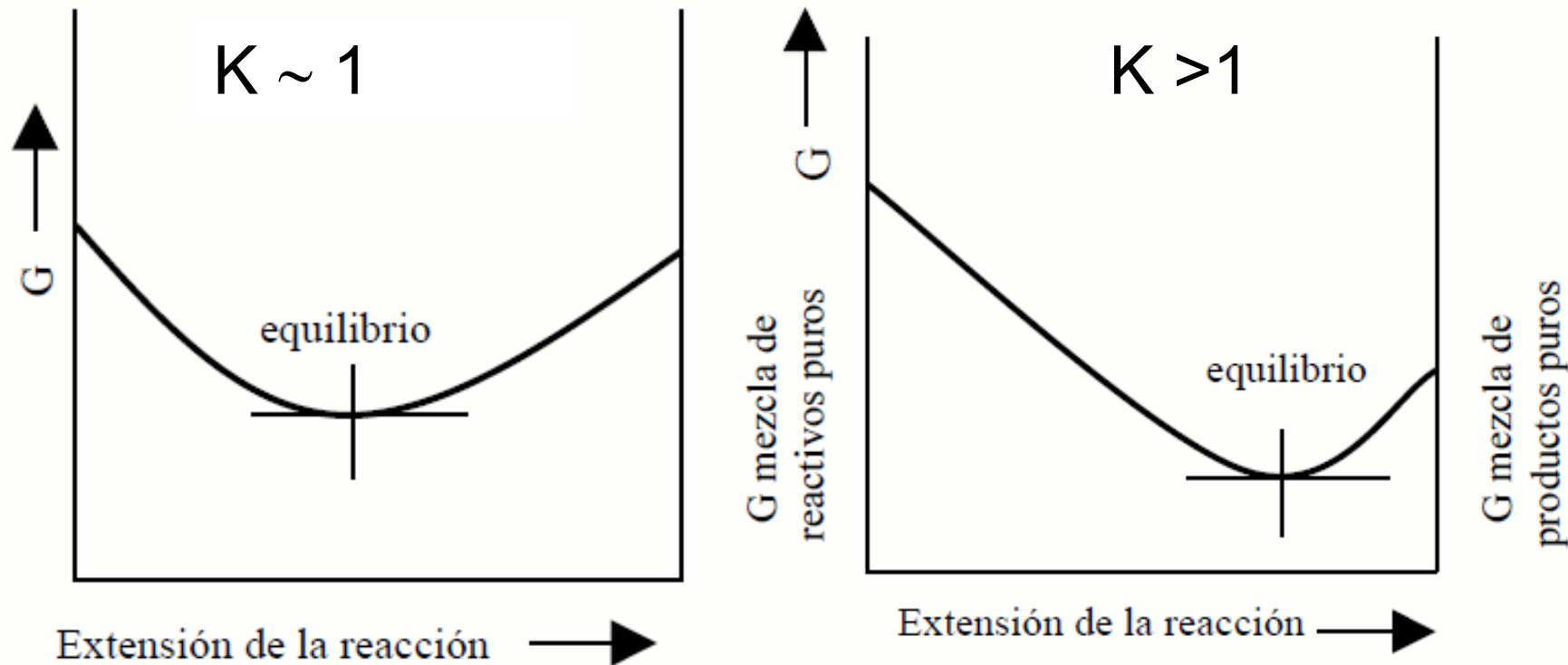
$\Delta G > 0 \Rightarrow$  reacción no espontánea

$\Delta G = 0 \Rightarrow$  reacción en el equilibrio



# CAMBIO DE ENERGÍA LIBRE Y EQUILIBRIO

El grado de avance de la reacción en el mínimo de energía libre depende del valor de  $K$  de equilibrio



# Cálculo de la CONSTANTE de EQUILIBRIO a partir de $\Delta G^\circ$

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

En el equilibrio:

$$\Delta G = 0 \text{ y } Q = K_{eq}$$

$$RT \ln K_{eq} = -\Delta G^\circ$$

$$\ln K_{eq} = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-(\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ)}{RT}$$

$$K_{eq} = e^{-\left[\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right]}$$

$$K_{eq} = e^{-\left[\frac{\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ}{RT}\right]}$$

## EJEMPLO



A 25°C,  $\Delta G^\circ = -32.91 \text{ kJ}$

Para calcular ***K*** :

$$\ln \mathbf{K} = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-(-32,91 \text{ kJ mol}^{-1})}{(0,008315 \text{ kJ K}^{-1}\text{mol}^{-1})(298,2\text{K})} = 13,27$$

$$\mathbf{K} = 5,8 \times 10^5$$

# EJERCICIO DE APLICACIÓN

Dada la reacción:



A qué temperatura la constante de equilibrio de formación de NOCl (g) será  $K = 1,00 \times 10^3$ ?

Datos:  $\Delta H^\circ -77,1 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta S^\circ = -121,3 \text{ J/K mol}$  (a  $25^\circ\text{C}$ )

Rta:  $T = 431 \text{ K}$