



Universidad  
Politécnica  
de Cartagena

[www.upct.es](http://www.upct.es)

**DEPARTAMENTO DE  
INGENIERÍA QUÍMICA Y  
AMBIENTAL**



Universidad  
Politécnica  
de Cartagena

# BLOQUE 2

## 8 ENERGÍA Y DINÁMICA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

EQUILIBRIO QUÍMICO



# Objetivos

1. Conocer los procesos dinámicos que tienen lugar en el equilibrio químico y poder hacer predicciones cualitativas y cuantitativas acerca de la cantidad de producto que se formará para unas condiciones determinadas.
2. Expresar las constantes de equilibrio para ecuaciones químicas ajustadas, y realizar cálculos relacionando sus valores con las concentraciones, presiones o fracciones molares de reactivos y productos.
3. Utilizar el principio de Le Châtelier para mostrar como los cambios en concentraciones, presión o volumen, y temperatura desplazan equilibrios químicos.



# Índice

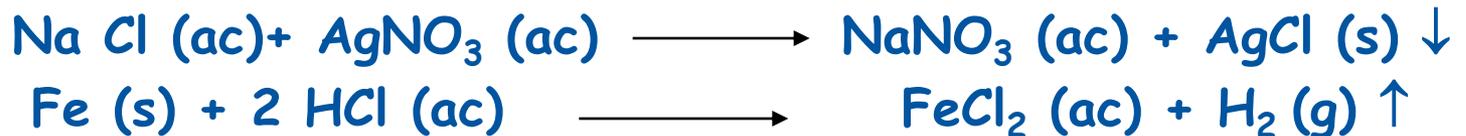
- 8.1. Reacciones reversibles e irreversibles.
- 8.2. Equilibrio químico: características, estudio cinético.
- 8.3. Expresiones de la constante de equilibrio.
- 8.4. Aspectos termodinámicos del equilibrio químico.
- 8.5. Relación entre la constante de equilibrio y la temperatura.
- 8.6. Estudio cuantitativo del equilibrio.
- 8.7. Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Châtelier.
- 8.8. Equilibrio de solubilidad.



## 8.1. Reacciones reversibles e irreversibles

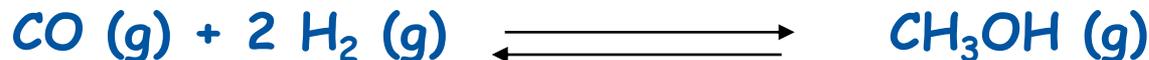
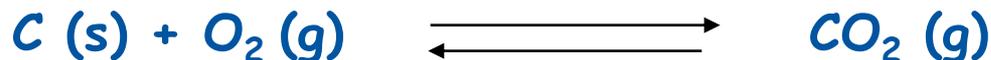
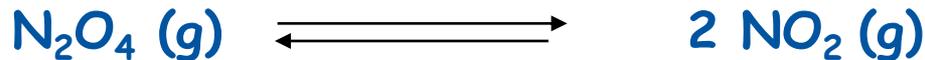
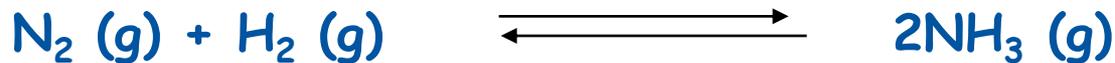
### Reacciones irreversibles

Los productos son estables en las condiciones del proceso y no ofrecen tendencia a reaccionar para regenerar los reactivos



### Reacciones reversibles

Los productos son capaces de reaccionar entre sí para regenerar los reactivos



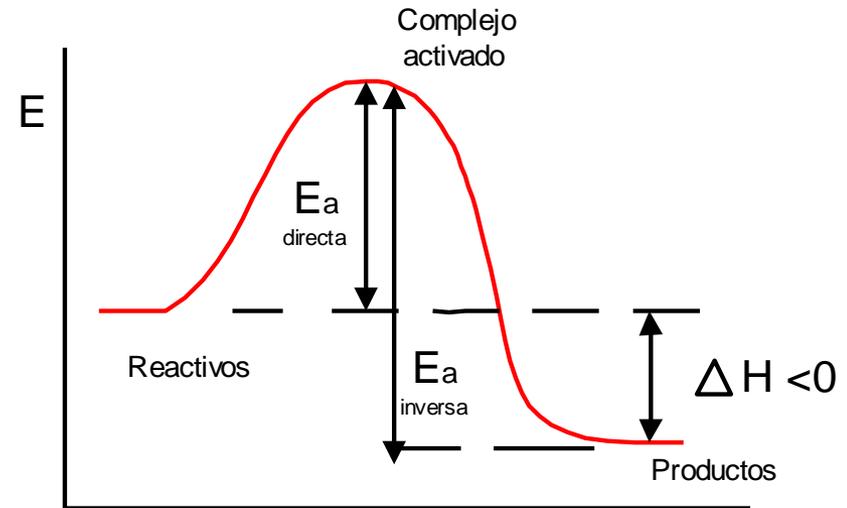
# Factores de los que depende la reversibilidad

## Naturaleza química de reactivos y productos



$$\Delta H^\circ = E_{a \text{ inversa}} - E_{a \text{ directa}} = -64 \text{ Kcal/mol}$$

- Productos de reacción presentan una geometría que hace el choque eficaz esté dificultado



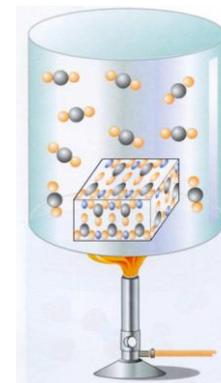
Transcurso de la reacción

## Influencia de factores externos

- Reacciones en recinto abierto en donde uno o varios de los productos de reacción son gaseosos y otros sólidos, el proceso inverso no se produce

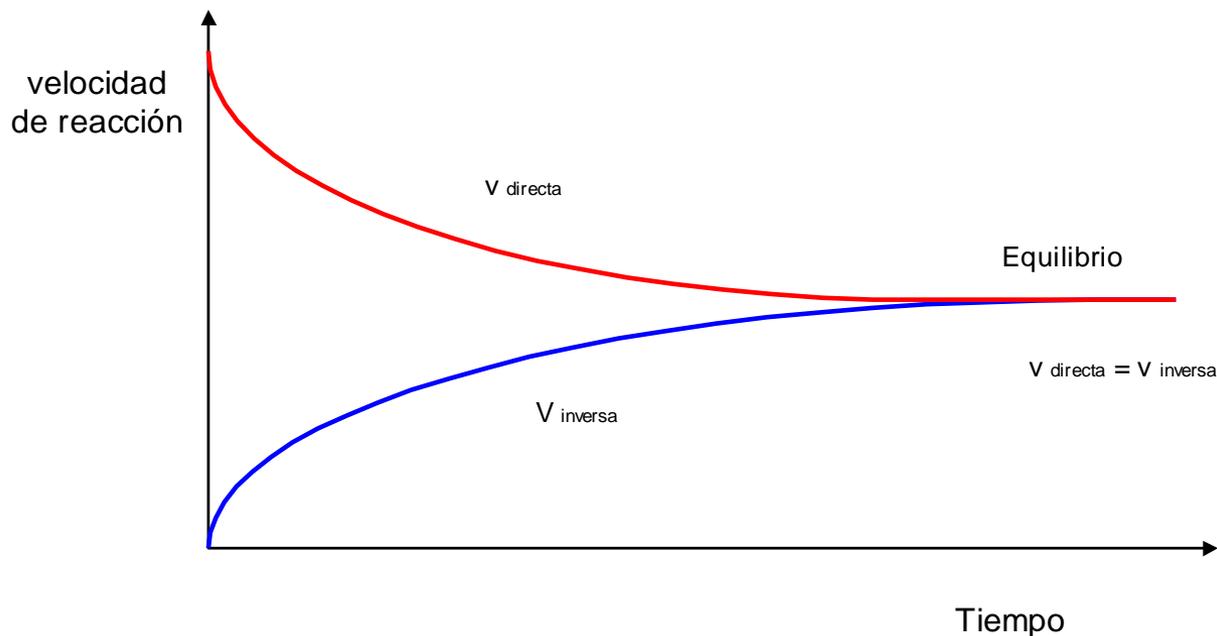


- Presión y Temperatura



## 8.2. Equilibrio químico

*"El equilibrio químico es un estado en el cual la velocidad a la que los productos se forman es igual a la velocidad a la que los reactivos se producen"*



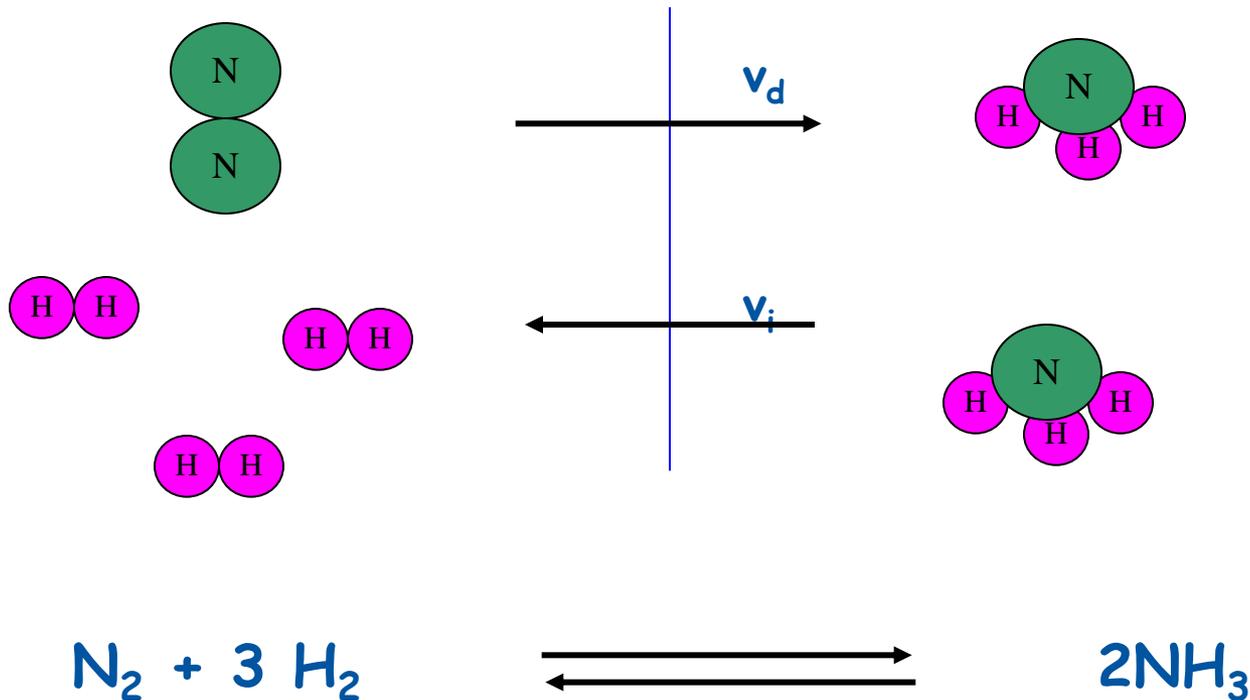
- Se clasifican: en homogéneos y heterogéneos*

## 8.2. Equilibrio químico: características

 **Es reversible**

 **Es dinámico**

Cuando se alcanza el equilibrio químico la reacción no se para, los reactivos se están transformando en productos y éstos, a su vez, regeneran los reactivos con la misma velocidad, la reacción continua desarrollándose a nivel molecular.





## 8.2. Equilibrio químico: características

📖 No variarán las concentraciones netas de las sustancias (reactivos y productos) que intervienen en la reacción

📖 **Carácter espontáneo**

📖 **Aspecto termodinámico**

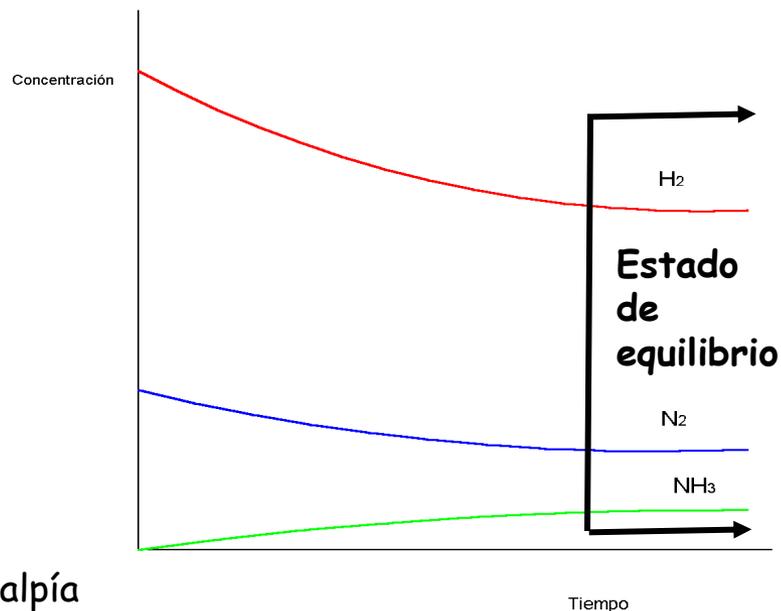
Mayor movilidad  $\Rightarrow$  mayor entropía

Mínima energía  $\Rightarrow$  mínima entalpía

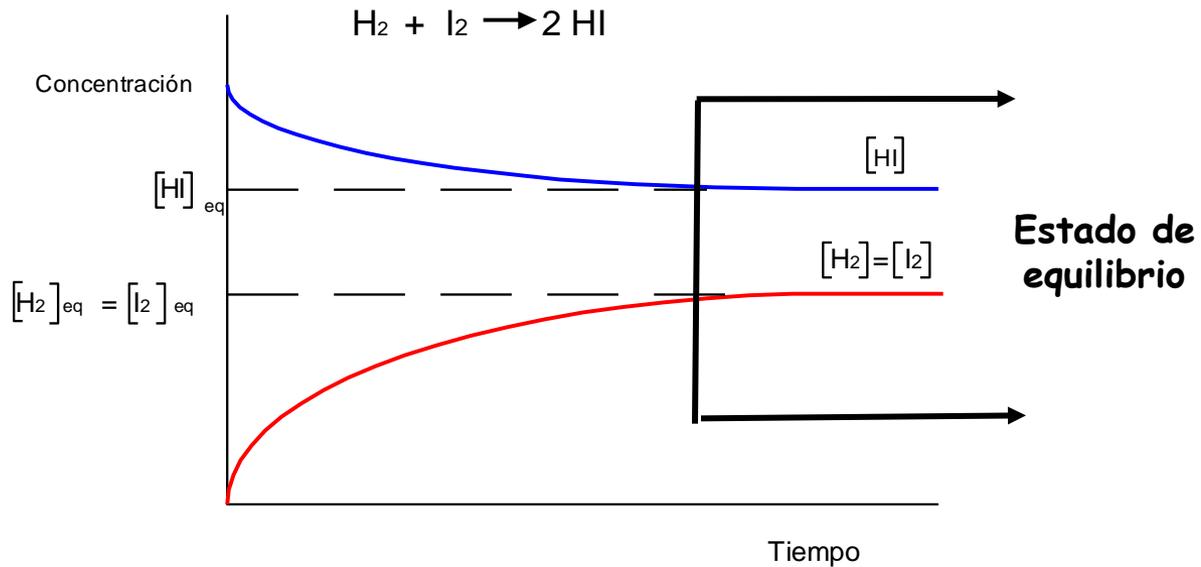
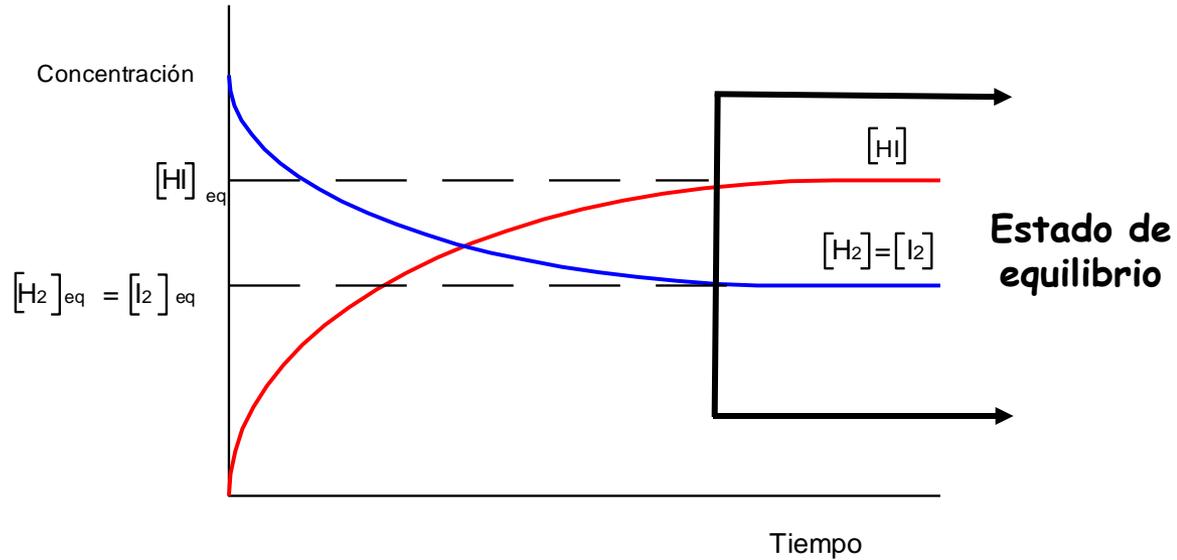


Entropía  $\leftarrow$   $\rightarrow$  Entalpía

$$\Delta H = -68 \text{ kcal/mol}$$



📖 La condición de equilibrio se puede alcanzar desde cualquier condición inicial.



## 8.2. Equilibrio químico: estudio cinético

Reacción elemental, reversible en fase homogénea



$$v_d = K_d [A] [B]$$

$$v_i = K_i [C] [D]$$

En el equilibrio se cumple:

$$v_d = v_i \text{ y por tanto } K_d [A] [B] = K_i [C] [D]$$
$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = K \quad \longrightarrow \quad K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

Para la reacción:



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

Ley de acción de masas

Guldberg y Waage (1864)

# Ejemplo. Valores experimentales de $K_c$

En la reacción de síntesis del metanol, se realizan tres experimentos en un matraz de 10 L a 438 K.



CO (g)	H <sub>2</sub> (g)	CH <sub>3</sub> OH (g)	$K_c$
--------	--------------------	------------------------	-------

## Experimento 1

Moles iniciales	1	1	0	
Moles en equilibrio	0,911	0,822	0,0892	
Concentración de eq. mol/L	0,0911	0,0822	0,00892	14,491

## Experimento 2

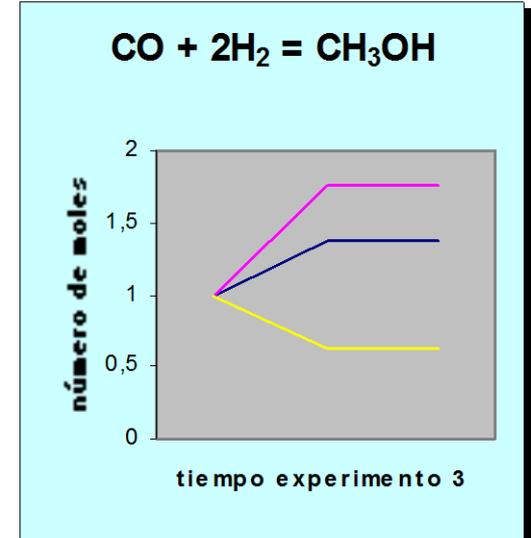
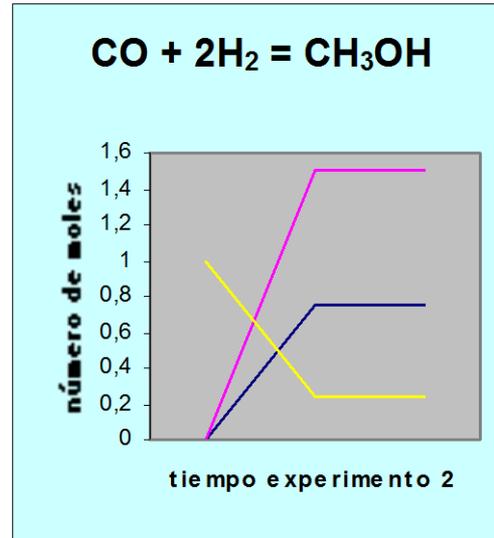
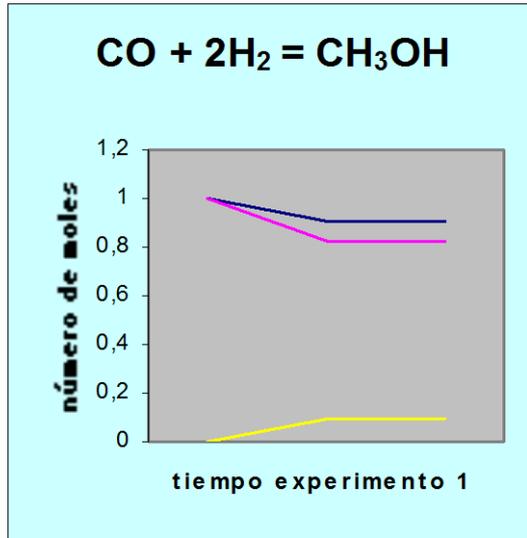
Moles iniciales	0	0	1	
Moles en equilibrio	0,753	1,51	0,247	
Concentración de eq. mol/L	0,0753	0,151	0,0247	14,463

## Experimento 3

Moles iniciales	1	1	1	
Moles en equilibrio	1,380	1,760	0,620	
Concentración de eq. mol/L	0,138	0,176	0,0620	14,504



# Ejemplo. Gráficos.



CH<sub>3</sub>OH

CO

H<sub>2</sub>

$$K_c = 14,5 = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] [\text{H}_2]^2}$$



## 8.2. Equilibrio químico: estudio cinético

### Relación entre las constantes de equilibrio para reacciones conexas

La expresión de  $K_c$  depende de la estequiometría de la reacción, pero no de su mecanismo.

 Cuando se invierte una ecuación, se invierte el valor de  $K_c$ :



$$K_1 = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$



$$K_2 = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

 Si una ecuación se multiplica por un número, la nueva constante de equilibrio es igual a la constante inicial elevada a ese número:



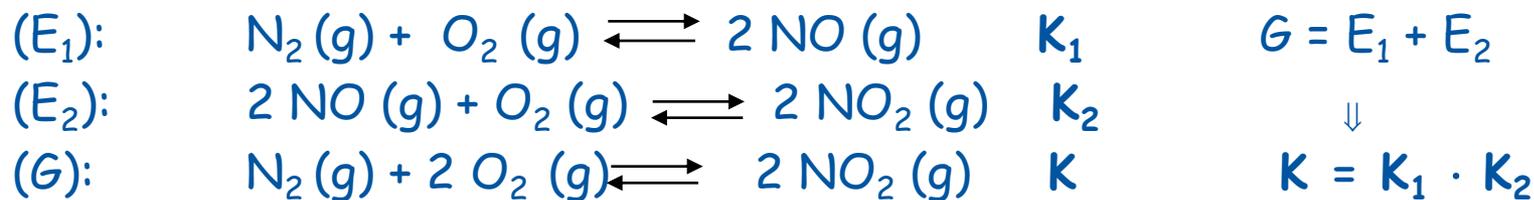


## 8.2. Equilibrio químico: estudio cinético

### Relación entre las constantes de equilibrio para reacciones conexas



Cuando dos reacciones se suman (o se restan) sus constantes de equilibrio han de multiplicarse (o dividirse) para obtener la constante de equilibrio de la reacción global resultante:

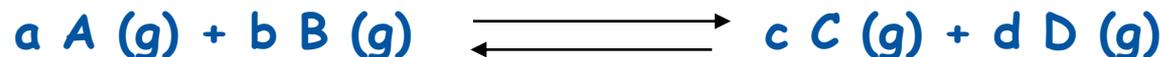


$$K_1 = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} \quad ; \quad K_2 = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]} \quad \Rightarrow \quad K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2} = K_1 \cdot K_2$$



## 8.3. Expresiones de la constante de equilibrio

### Sistemas homogéneos



Si designamos por  $P_A$ ,  $P_B$ ,  $P_C$  y  $P_D$  las presiones parciales de reactivos y productos de reacción en el estado de equilibrio, a una determinada temperatura, la relación  $P_C^c P_D^d / P_A^a P_B^b$  es una constante que designaremos por  $K_p$  de estructura análoga a  $K_c$ .

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

Si la reacción tiene lugar entre sustancias líquidas o en disolución, la constante de equilibrio que se deduce teóricamente es  $K_x$  expresada en función de las fracciones molares de cada una de los componentes, esto es:

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



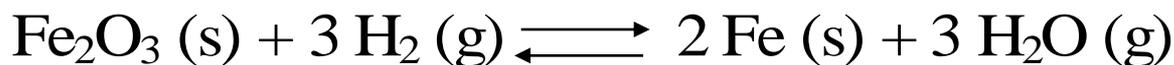
## 8.3. Expresiones de la constante de equilibrio

### Sistemas heterogéneos

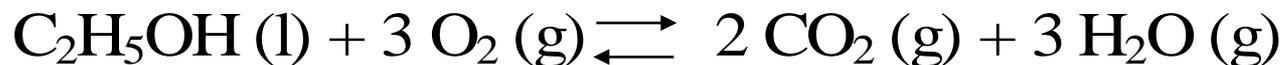
Sistemas constituidos por sólidos y gases (o líquidos y gases)



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



$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^3}{P_{\text{H}_2}^3}$$



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}^2 P_{\text{H}_2\text{O}}^3}{P_{\text{O}_2}^3} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{O}_2]^3}$$

Sistemas constituidos por sólidos y líquidos



$$K_c = \frac{[\text{K}_2\text{SO}_4]}{[\text{K}_2\text{CO}_3]}$$

## Relación entre las constantes de equilibrio

A partir de la ecuación de los gases perfectos  $P_i = c_i R T$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{(c_C RT)^c (c_D RT)^d}{(c_A RT)^a (c_B RT)^b} = \frac{[c_C]^c [c_D]^d}{[c_A]^a [c_B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$(c+d)-(a+b) = \Delta n$  es la variación del número de moles gaseosos

Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  están relacionadas por:  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

La presión parcial de cada componente gaseoso en una mezcla viene dada por:

$P_i = x_i P$  siendo  $x_i$  la fracción molar del gas,  $x_i = n_i / \sum n_i$

$$K_p = \frac{x_C^c P^c x_D^d P^d}{x_A^a P^a x_B^b P^b} = \frac{x_C^c x_D^d}{x_A^a x_B^b} P^{\Delta n} \quad \longrightarrow \quad K_x = \frac{x_C^c x_D^d}{x_A^a x_B^b}$$

$K_c$  y  $K_p$  dependen exclusivamente de la temperatura

$$K_p = K_x P^{\Delta n}$$

$K_x$  depende de la presión total, excepto si  $\Delta n = 0 \Rightarrow K_p = K_c = K_x$

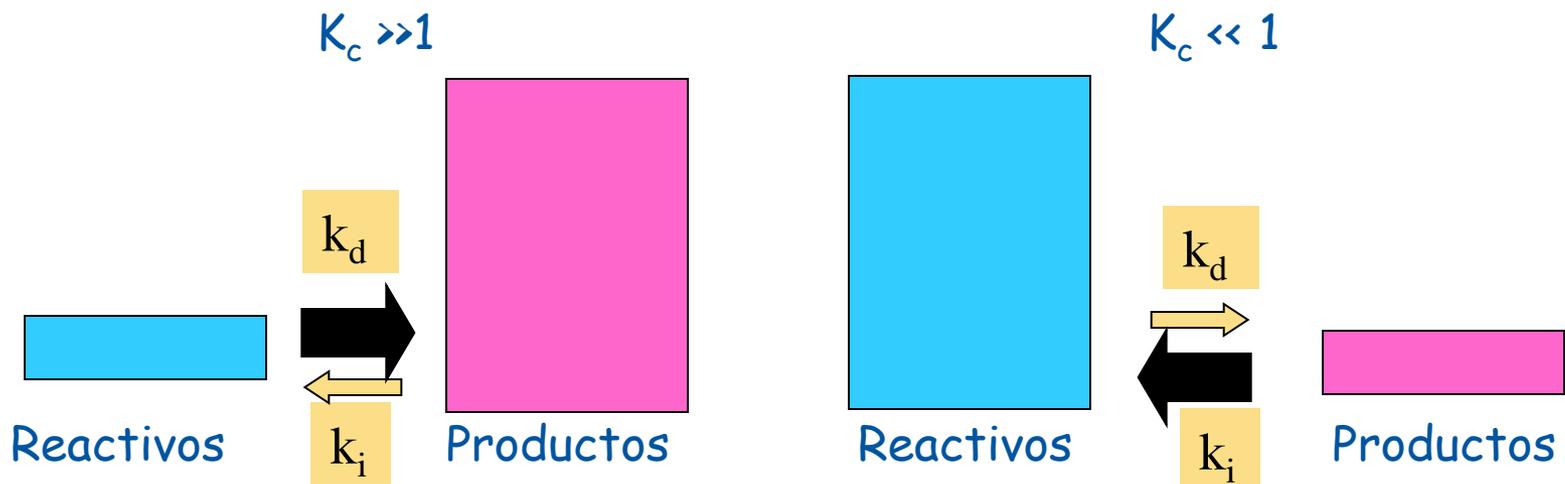
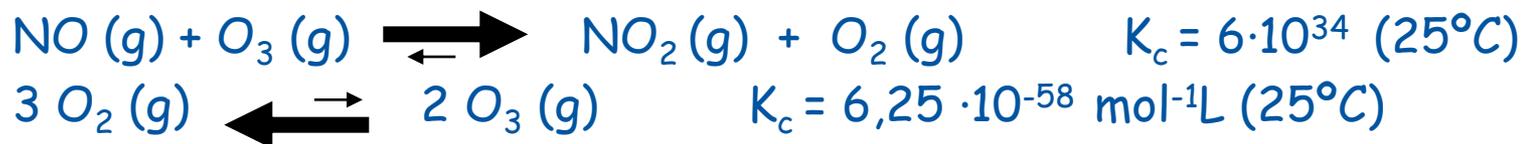
# Significado de la constante de equilibrio

$K_c$  o  $K_p \gg 1$ , en el equilibrio existen casi exclusivamente productos.

$K_c$  o  $K_p > 1$ , en el equilibrio predominan los productos sobre los reactivos.

$K_c$  o  $K_p < 1$ , predominan los reactivos sobre los productos.

$K_c$  o  $K_p \ll 1$ , en el equilibrio existen casi exclusivamente reactivos.



## 8.4. Aspectos termodinámicos del equilibrio químico

Partiendo de la ecuación termodinámica:  $G = H - TS$

$$dG = dH - TdS - S dT = dU + P dV + V dP - TdS - S dT$$

a temperatura constante, el proceso es reversible y supuesto que el trabajo es únicamente de expansión, se cumple:

$$dU = dQ - PdV$$

$$dG_T = dU + P dV + V dP - TdS - S dT =$$

$$dS = dQ/T$$

$$= \cancel{dQ} - \cancel{PdV} + P dV + V dP - T \cancel{dQ/T} - S \cancel{dT}$$

$$dG_T = V dP$$

Si para una sustancia conocemos  $\Delta G^\circ$ , podremos calcular  $\Delta G$  a cualquier presión y a la misma temperatura.

$$\int_{G^\circ}^G dG = \int_{P_0}^P V dP$$

$$G - G^\circ = \int_{P_0}^P \frac{nRT}{P} dP$$

$$G - G^\circ = nRT \ln \frac{P}{P_0}$$

$$G = G^\circ + nRT \ln P$$



## 8.4. Aspectos termodinámicos del equilibrio químico

### Relación cuantitativa entre $\Delta G$ y la constante de equilibrio

La condición termodinámica para que un sistema esté en equilibrio es que la variación de energía libre sea nula  $\Delta G_{T,P} = 0$

$$(\Delta G)_{T,P} = \sum \Delta G_{\text{productos}} - \sum \Delta G_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta G = c G_C + d G_D - a G_A - b G_B = c G_C^\circ + c R T \ln P_C + d G_D^\circ + d R T \ln P_D - a G_A^\circ - a R T \ln P_A - b G_B^\circ - b R T \ln P_B = (c G_C^\circ + d G_D^\circ - a G_A^\circ - b G_B^\circ) + R T (\ln P_C^c + \ln P_D^d - \ln P_A^a - \ln P_B^b) = \Delta G^\circ + R T \ln (P_C^c P_D^d / P_A^a P_B^b)$$

$$\Delta G_{TP} = \Delta G^\circ + R T \ln \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \quad \text{en el equilibrio}$$

$$\Delta G_{TP} = 0 \quad \Delta G^\circ = -R T \ln \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$\Delta G^\circ = -R T \ln K_p \quad \ln K_p = -\Delta G^\circ / R T$$

Isoterma de reacción

$$K_p = e^{-\Delta G^\circ / R T}$$



## Evolución hacia el equilibrio

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

en el equilibrio  $Q = K_c$  y  $\Delta G = 0$

$$\Delta G^\circ = -R T \ln K_c$$

$$\Delta G = R T \ln (Q / K_c)$$

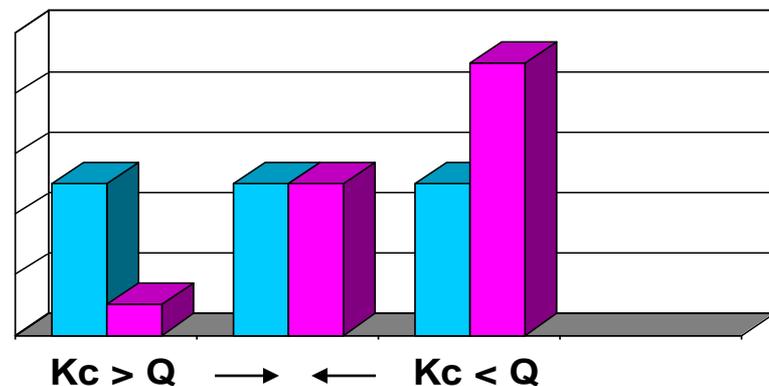
$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$Q < K_c \Rightarrow \Delta G < 0$$

$$Q > K_c \Rightarrow \Delta G > 0$$

$$Q = K_c \Rightarrow \Delta G = 0$$

La comparación de  $Q$  con  $K_c$  nos permite predecir cómo va a evolucionar un sistema



■ constante de equilibrio

■ cociente de reacción



## 8.5. Relación entre la constante de equilibrio y la temperatura

A partir de la isoterma de reacción  $\Delta G^\circ = -R T \ln K_p$  y teniendo en cuenta la relación termodinámica  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

$$-R T \ln K_p = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$\ln K_p = -\frac{\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \quad \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \quad \frac{d(\Delta S^\circ/R)}{dT} = 0$$

$$d \ln K_p = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} dT$$

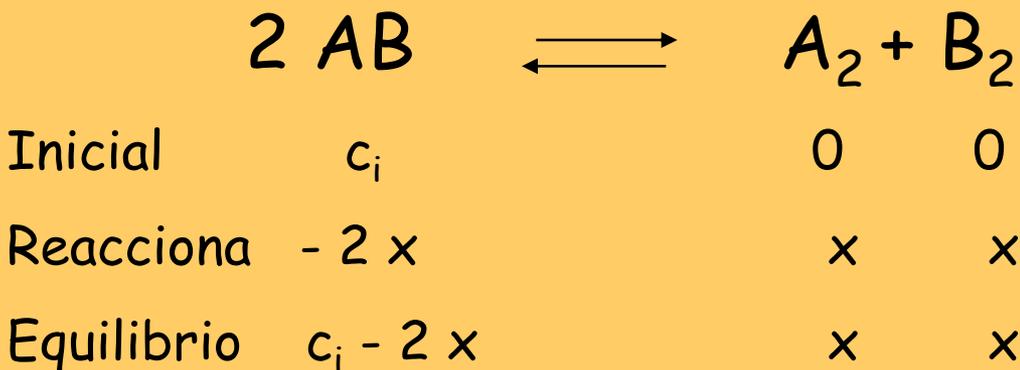
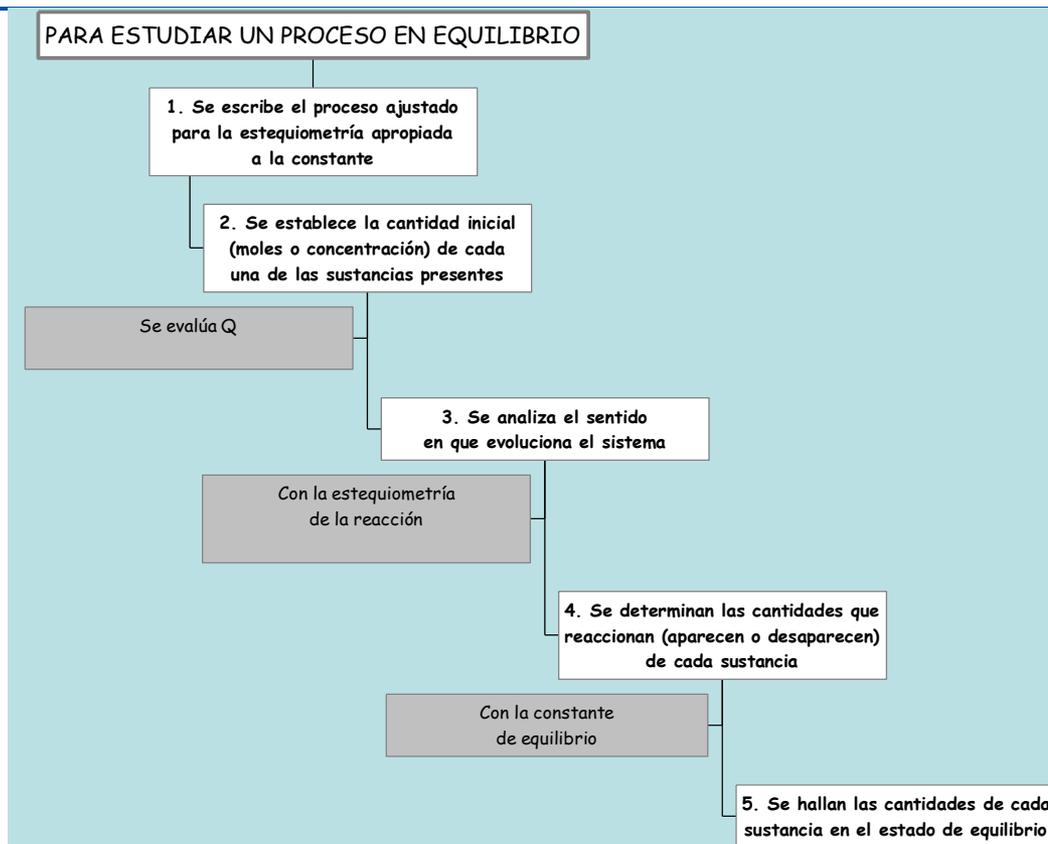
$$\int_1^2 d \ln K_p = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} dT$$

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Ecuación de Van't Hoff



## 8.6. Estudio cuantitativo del equilibrio



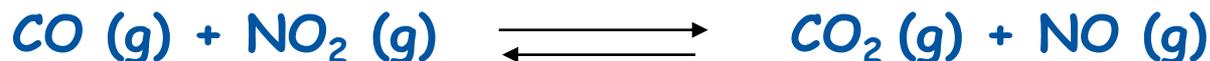
$$x = c_i \cdot \alpha$$

$\alpha$  = grado de disociación



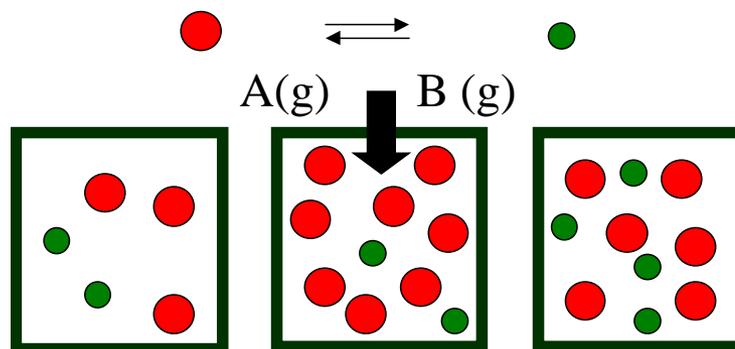
## 8.7. Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Châtelier.

Cambios en la concentración o presión parcial



Si aumentamos la  $[\text{CO}_2]$  o la  $P_{\text{CO}_2}$ , el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda.

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2} P_{\text{NO}}}{P_{\text{CO}} P_{\text{NO}_2}} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{NO}]}{[\text{CO}][\text{NO}_2]}$$



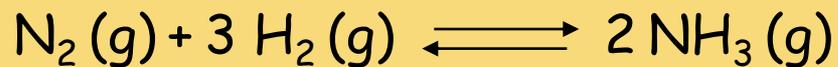
Equilibrio original

Equilibrio perturbado

Equilibrio restablecido

# 8.7. Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Châtelier.

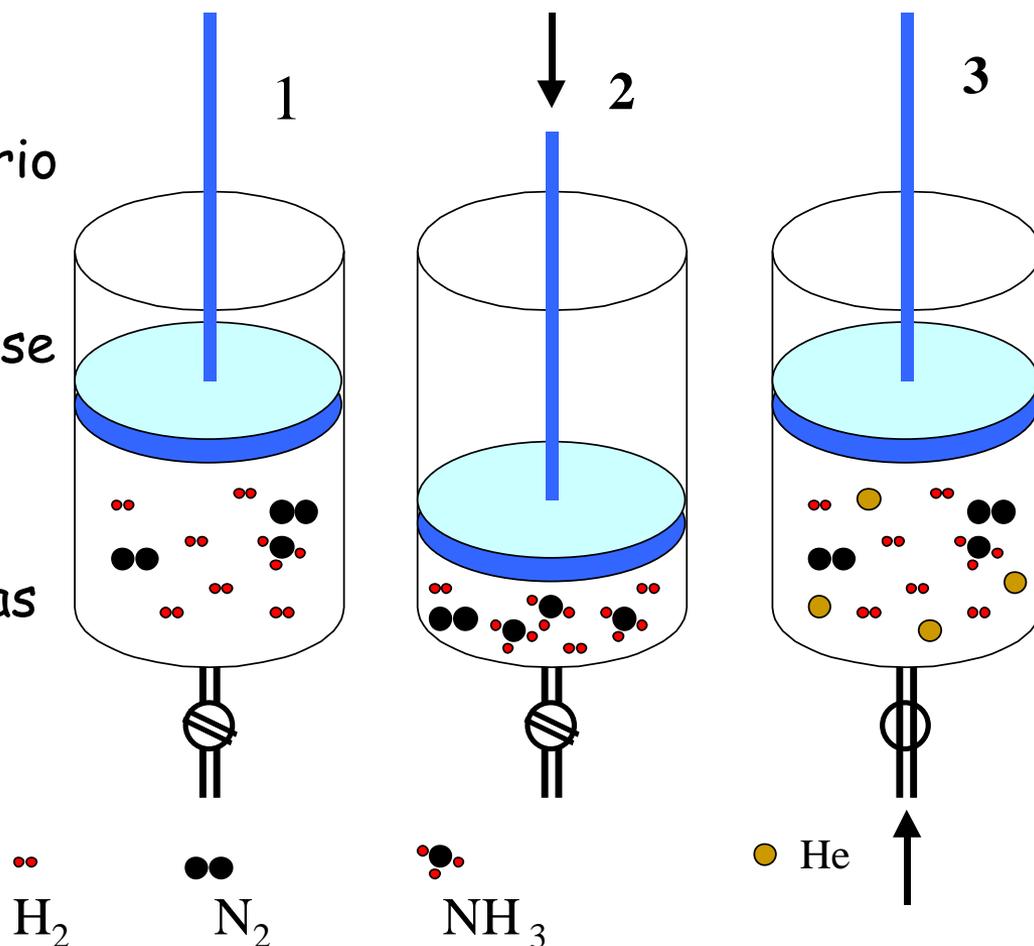
Cambios en la presión al variar el volumen



1 Sistema en equilibrio

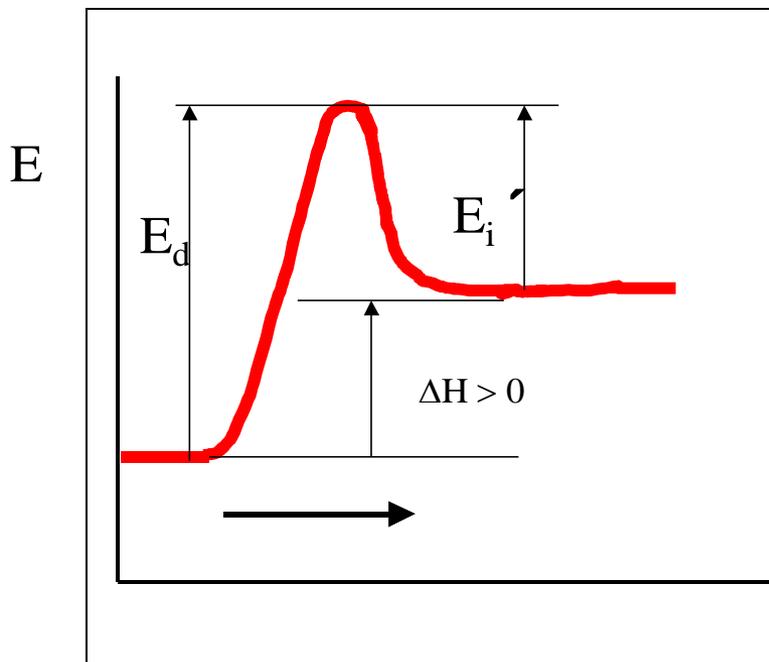
2 Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia la formación de  $\text{NH}_3$

3 La adición de un gas inerte no influye sobre el equilibrio

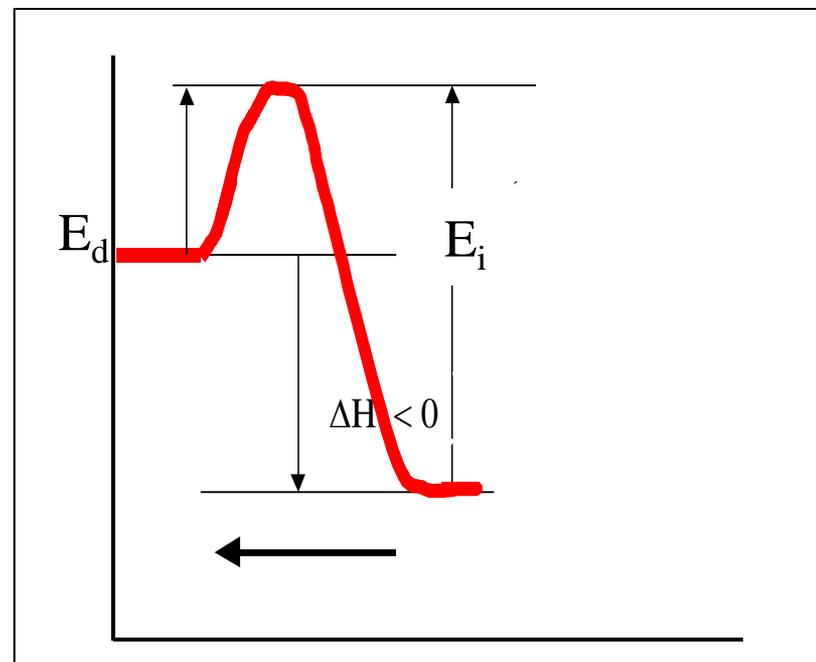


## 8.7. Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Châtelier.

### Cambios en la temperatura



La temperatura aumenta  $\Rightarrow$  la reacción se desplaza hacia la derecha



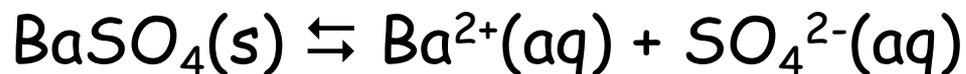
La temperatura aumenta  $\Rightarrow$  la reacción se desplaza hacia la izquierda

Un  $\uparrow$  de la temperatura favorece el proceso endotérmico y una  $\downarrow$  favorece el proceso exotérmico

## 8.8. Equilibrio de solubilidad

### Constante del producto de solubilidad, $K_{sp}$

Para el equilibrio que se establece entre un soluto sólido y sus iones en una disolución *saturada*.



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ a } 25^\circ \text{ C}$$

### Solubilidad molar:

- La molaridad en una disolución acuosa saturada.
- Relacionada con  $K_{sp}$ .

$$\text{g BaSO}_4/100 \text{ mL} \rightarrow \text{mol BaSO}_4/\text{L} \rightarrow [\text{Ba}^{2+}] \text{ y } [\text{SO}_4^{2-}] \rightarrow K_{sp} = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{sp} = s^2 \quad s = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

## 6.8. Equilibrio de solubilidad

### Relación entre solubilidad y $K_{sp}$



$$K_{ps} = [A^{w+}]^x [B^{z-}]^y$$

$$[A^{w+}] = x s$$

$$[B^{z-}] = y s$$

$$K_{ps} = (x s)^x (y s)^y = x^x y^y s^{x+y}$$

Ejemplos	x	y	
$S = 1,05 \cdot 10^{-5}$ AgCl	1	1	$K_{ps} = s^2 = 1,8 \cdot 10^{-10}$
$S = 1,59 \cdot 10^{-2}$ PbCl <sub>2</sub>	1	2	$K_{ps} = 4s^3 = 1,6 \cdot 10^{-5}$
$S = 9,09 \cdot 10^{-5}$ Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	2	1	$K_{ps} = 4s^3 = 1,1 \cdot 10^{-12}$
$S = 1,26 \cdot 10^{-4}$ PbSO <sub>4</sub>	1	1	$K_{ps} = s^2 = 1,6 \cdot 10^{-8}$

## 6.8. Equilibrio de solubilidad

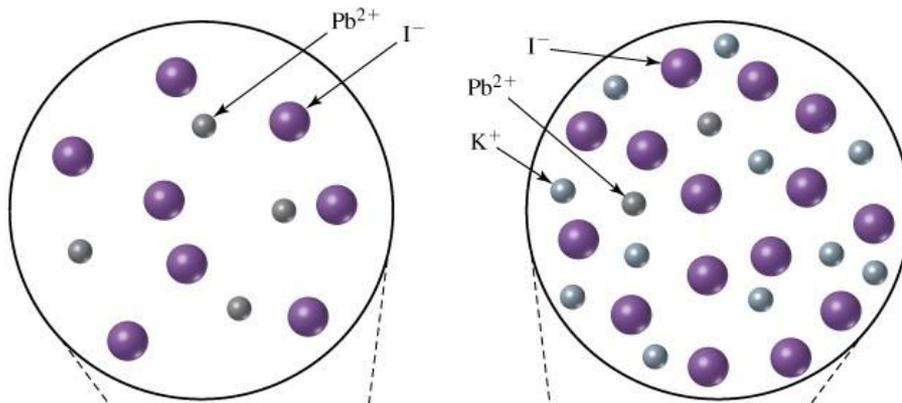
### Constantes del producto de solubilidad a 25 °C\*

Soluto	Equilibrio de solubilidad	$K_{sp}$
Bromuro de plata	$\text{AgBr(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$	$5,0 \times 10^{-13}$
Carbonato de bario	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$5,1 \times 10^{-9}$
Carbonato de calcio	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$2,8 \times 10^{-9}$
Carbonato de estroncio	$\text{SrCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$1,1 \times 10^{-10}$
Carbonato de magnesio	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$3,5 \times 10^{-8}$
Carbonato de plata	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$8,5 \times 10^{-12}$
Cloruro de mercurio(I)	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	$1,3 \times 10^{-18}$
Cloruro de plata	$\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	$1,8 \times 10^{-10}$
Cloruro de plomo(II)	$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	$1,6 \times 10^{-5}$
Cromato de plata	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1,1 \times 10^{-12}$
Cromato de plomo(II)	$\text{PbCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$2,8 \times 10^{-13}$
Fluoruro de calcio	$\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$	$5,3 \times 10^{-9}$
Fluoruro de magnesio	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$	$3,7 \times 10^{-8}$
Fosfato de magnesio	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	$1 \times 10^{-25}$
Hidróxido de aluminio	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$	$1,3 \times 10^{-33}$
Hidróxido de cromo(III)	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$	$6,3 \times 10^{-31}$
Hidróxido de hierro(III)	$\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$	$4 \times 10^{-38}$
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	$1,8 \times 10^{-11}$
Ioduro de plata	$\text{AgI(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$	$8,5 \times 10^{-17}$
Ioduro de plomo(II)	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$	$7,1 \times 10^{-9}$
Sulfato de bario	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfato de calcio	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$9,1 \times 10^{-6}$
Sulfato de estroncio	$\text{SrSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$3,2 \times 10^{-7}$



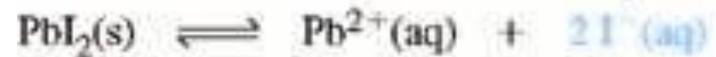
## 8.8. Equilibrio de solubilidad

### Efecto del ion común en los equilibrios de solubilidad



(a)

(b)



Adición de  $\text{I}^{-}$



El equilibrio se desplaza para formar más  $\text{PbI}_2(\text{s})$ .





## 6.8. Equilibrio de solubilidad

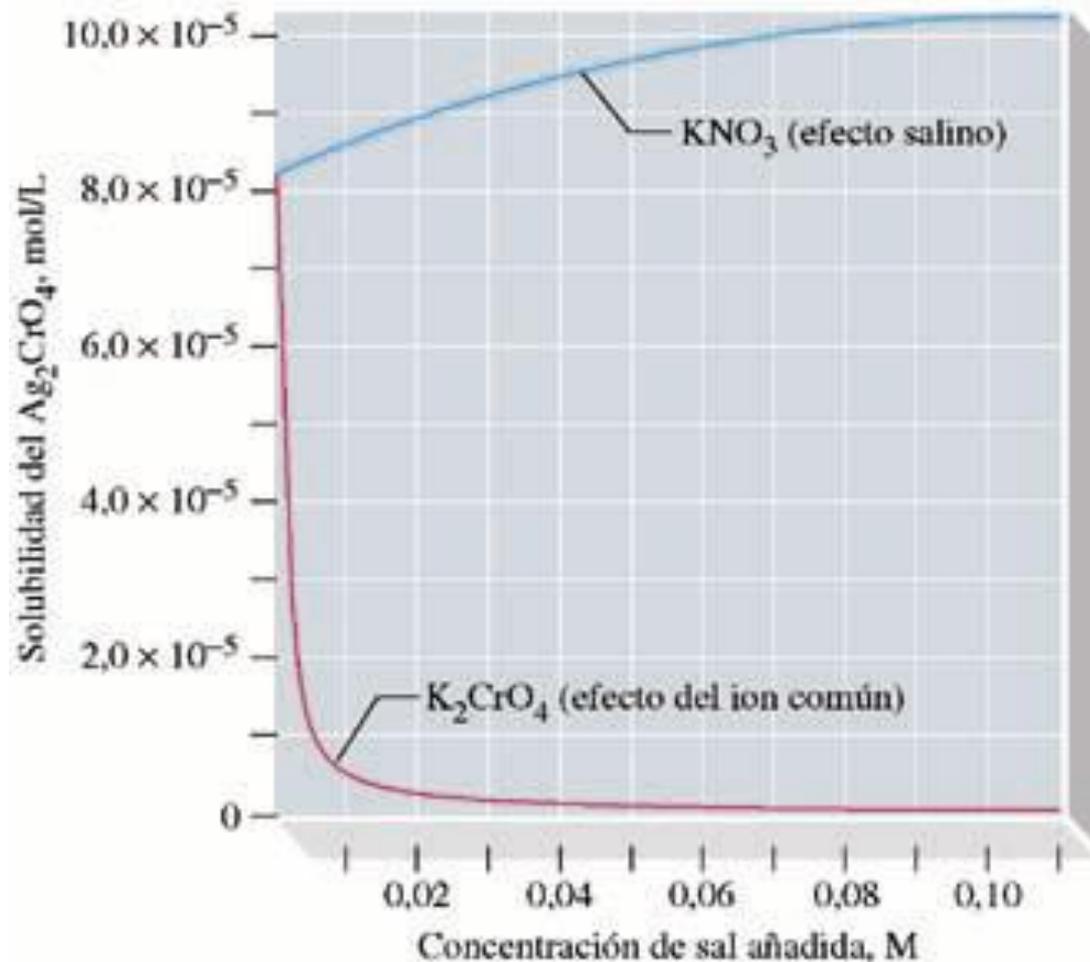
---

### Limitaciones del concepto de $K_{sp}$

- $K_{sp}$  se suele limitar a los *solutos poco solubles*.  
Para los solutos *más solubles* debemos utilizar las *actividades de los iones*.
- Las actividades (concentraciones efectivas) se vuelven más pequeñas que las concentraciones medidas.
- El efecto salino (o efecto de otros iones):  
Las interacciones iónicas son importantes incluso cuando un ion *aparentemente* no participa en el equilibrio.  
**Los iones no comunes tienden a aumentar la solubilidad.**

## 6.8. Equilibrio de solubilidad

### Efectos en la solubilidad de $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$



## 6.8. Equilibrio de solubilidad

### Criterios para la precipitación



$$K_{\text{sp}} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 8,5 \cdot 10^{-17}$$

Mezclamos  $\text{AgNO}_3(\text{aq})$  y  $\text{KI}(\text{aq})$  para obtener una disolución que tiene  $[\text{Ag}^+] = 0,010 \text{ M}$        $[\text{I}^-] = 0,015 \text{ M}$ .

¿La disolución será saturada, supersaturada o no saturada?

$$Q = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = (0,010)(0,015) = 1,5 \cdot 10^{-4} > K_{\text{sp}}$$

$Q =$  producto iónico

Si  $Q > K_{\text{sp}}$       La precipitación ocurre

Si  $Q = K_{\text{sp}}$       La disolución está saturada

Si  $Q < K_{\text{sp}}$       La precipitación no ocurre

## 6.8. Equilibrio de solubilidad

### Precipitación fraccionada

Una técnica en la que dos o más iones en disolución, todos ellos capaces de precipitar con un reactivo común, se separan mediante ese reactivo: un ion precipita mientras que el otro o los otros permanecen en disolución.

Las diferencias significativas en las solubilidades son necesarias.

