

EQUILIBRIO QUÍMICO (Reacciones de Precipitación)

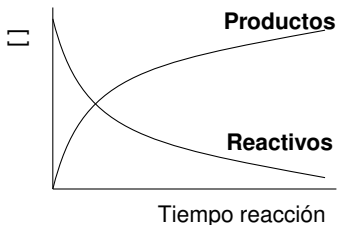
Bachillerato Internacional

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

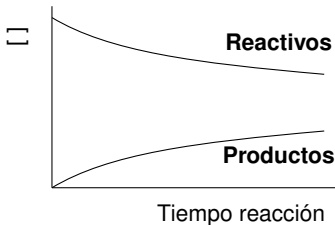
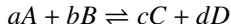
www.profesorjrc.es

Introducción

Procesos Irreversibles



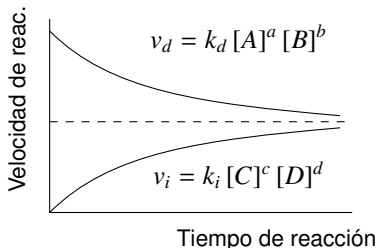
Procesos Reversibles



Estado de equilibrio

- 1 Reactivos y Productos en contacto.
- 2 El equilibrio no se abandona, excepto si varían la P o la T^a.
- 3 Equilibrio $\implies v_d = v_i$.
- 4 Estado dinámico. $[]_{eq,react}$ y $[]_{eq,prod}$ son constantes.

Constante de Equilibrio I



$$v_d = v_i \Rightarrow k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

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

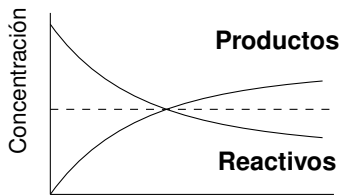
Donde K_c es la constante de equilibrio, que solamente depende de la temperatura.

$$[K_c] = (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^x$$

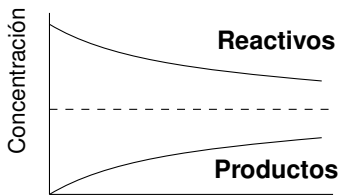
Si tomamos la LAM en cualquier momento de la reacción, tenemos Q (cociente de reacción),

- 1 Si $Q=K \Rightarrow$ Equilibrio
- 2 Si $Q<K \Rightarrow$ La reacción ocurre de izquierda a derecha
- 3 Si $Q>K \Rightarrow$ La reacción ocurre de derecha a izquierda

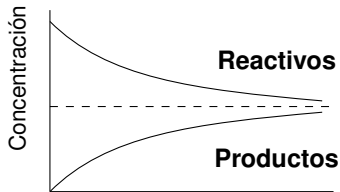
Constante de Equilibrio II - Tipos de Equilibrio



Tiempo de reacción
 $K \uparrow \Rightarrow$ Eq. desplazado a productos



Tiempo de reacción
 $K \downarrow \Rightarrow$ Eq. desplazado a reactivos



Tiempo de reacción
 $K \approx 1 \Rightarrow [React.]_{eq} \approx [Prod.]_{eq}$

Constante de Equilibrio III

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO ENTRE GASES

$$\boxed{K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}} \Rightarrow \boxed{K_p = K_c (RT)^{\Delta \nu}}$$

Siendo p_x las presiones parciales de cada gas,

$$[K_c] = (\text{atm})^x$$

Recordar Ley de Dalton de los gases,

$$P_T = \sum P_i = \sum x_i P_T$$

GRADO DE DISOCIACIÓN

- ① Este parámetro indica el progreso de la reacción
- ② Tanto por uno de moléculas disociadas $\Rightarrow 0 < \alpha < 1$

$$\alpha = \frac{\text{moles que han reaccionado}}{\text{moles iniciales}} = \frac{x}{n} \quad \alpha \% = \frac{x}{n} \cdot 100$$

Principio de Le Châtelier

Concentración $A + B \rightleftharpoons C + D$

- Si $\uparrow []$ Reactivos $\Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia los productos
- Si $\downarrow []$ Reactivos $\Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia los reactivos

Presión ΔP por cambio de volumen

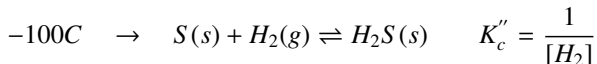
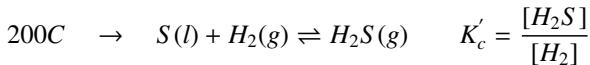
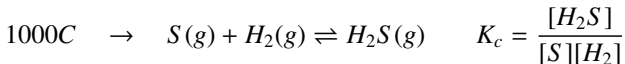
- Añadir o eliminar un componente gaseoso $\Rightarrow \Delta []$.
- Añadir un gas inerte a $V=\text{cte}$ no afecta al equilibrio.
- Si $\uparrow P \Rightarrow \downarrow V \Rightarrow \uparrow [] \Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia el menor n.
- Si $\downarrow P \Rightarrow \uparrow V \Rightarrow \downarrow [] \Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia el mayor n.

Temperatura $A + B \rightleftharpoons C \quad \Delta H < 0$

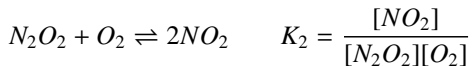
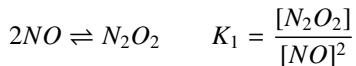
- Si $\uparrow T^a \Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia los reactivos
- Si $\downarrow T^a \Rightarrow$ La reacción se desplaza hacia los productos

Equilibrios Heterogéneos y Reacciones por etapas

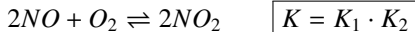
Reacciones Heterogéneas



Reacciones por etapas La LAM no se cumple para la etapa global.

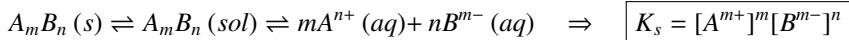


La reacción total y su constante de equilibrio vendrá dada por,



REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

- Se forma un compuesto iónico.
- Aparición de un precipitado en equilibrio con la disolución.
- Disolución Saturada $\Rightarrow$ [solute] $\equiv$ solubilidad



K_s es el producto de solubilidad o constante de solubilidad.

Las [] en $\frac{mol}{l} \Rightarrow$ **Solubilidad molar** ó $\frac{g}{l} \Rightarrow$ solubilidad.

PRODUCTO IÓNICO

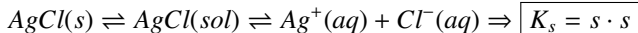
$Q_s = [A^{m+}]^m [B^{m-}]^n < K_s \Rightarrow$ No existe Precipitado, disolución insaturada.

$Q_s = [A^{m+}]^m [B^{m-}]^n > K_s \Rightarrow$ Existe Precipitado, disolución sobresaturada

$Q_s = [A^{m+}]^m [B^{m-}]^n = K_s \Rightarrow$ Disolución Saturada.

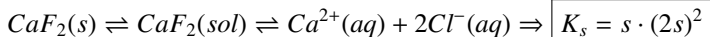
Ejemplos Estequiométricos del producto

Catión y Anión monovalentes



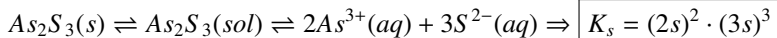
$$s = K_s^{1/2}$$

Catión divalente y Anión monovalente



$$s = \left(\frac{K_s}{4} \right)^{1/3}$$

Catión trivalente y Anión divalente



$$s = \left(\frac{K_s}{108} \right)^{1/5}$$

APLICACIÓN DEL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

- Disminución de solubilidad $A_mB_n(s) \rightleftharpoons mA^{n+}(aq) + nB^{m-}(aq)$

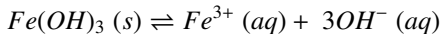
Al adicionar x Molar de B^{m-} , la $[B^{m-}] = ns + x$;

Si $ns < 5\% x \Rightarrow [B^{m-}] = x$ y la solubilidad sería,

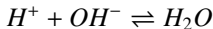
$$k_s = (ms)^m x^n \quad \Rightarrow \quad s = \left(\frac{K_s}{m^m x^n} \right)^{1/m}$$

- Aumento de solubilidad

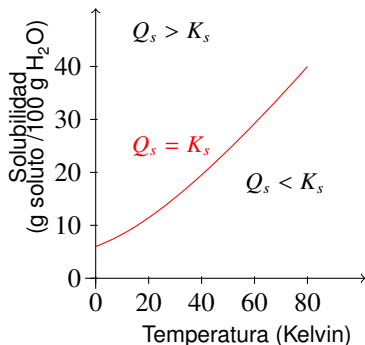
Se añaden ácidos o bases, sustancias que generen complejos, redox,...



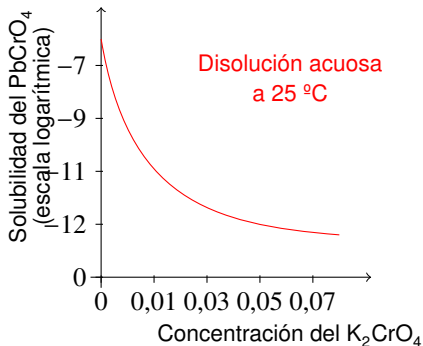
Al añadir ácidos, H^{+} , se disuelve precipitado para contrarrestar la pérdida de OH^{-} ya que se produce la reacción



Diagramas de solubilidad



Solubilidad del KCl en H₂O



Efecto de ion común producido por el K₂CrO₄