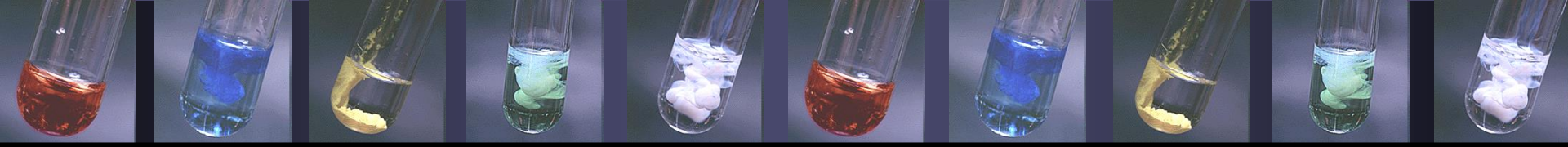
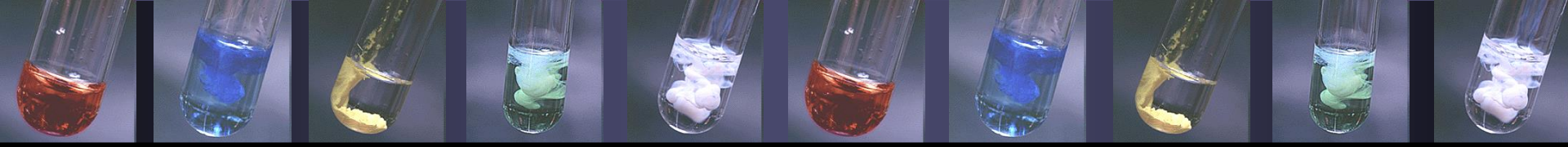


UNIDAD VI EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD



EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

- La solubilidad y el producto de solubilidad.
- Efecto de ion común y la solubilidad.
- La precipitación, predicción de las reacciones de precipitación.
- Precipitación selectiva.
- Interconversión de precipitados
- Disolución de precipitados
- pH y solubilidad.



EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Equilibrios de disolución o precipitación son de tipo heterogéneo

Solubilidad de un soluto en un disolvente:

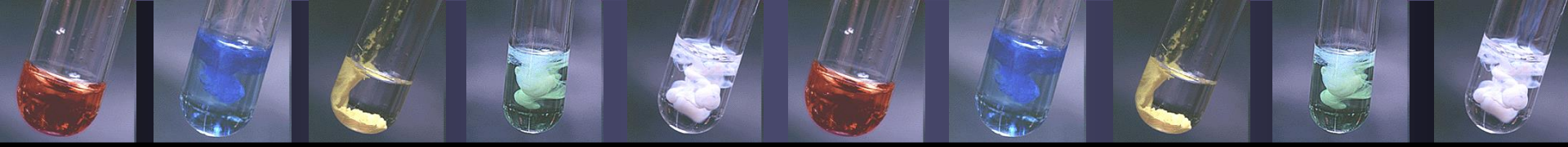
- Máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad fija de disolvente, a determinada temperatura.
- Cantidad de soluto necesaria para formar una disolución saturada en una cantidad dada de disolvente, a determinada temperatura

Solubilidad (s)

Gramos soluto/100 mL disolvente

Gramos soluto/L disolución

Moles soluto/L disolución (**s mol/L**)



EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Concentración

< s: Solución insaturada

= s: Solución saturada

> s: Solución sobresaturada

Ejemplo NaCl en agua a 0°C S=35,7 g/100 mL agua

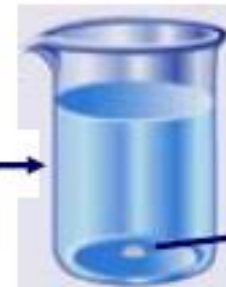
30 g de NaCl /100 ml de agua



Insaturada

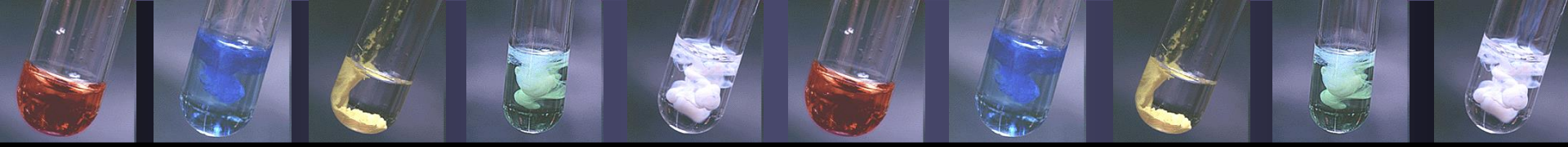
40 g de NaCl /100 ml de agua

35,7 gr disueltos



4,3 gr no disueltos

Saturada



ANÁLISIS DE LA SOLUBILIDAD

1- Aspecto cualitativo:

¿Qué tipo de solutos son más o menos solubles en un determinado solvente?

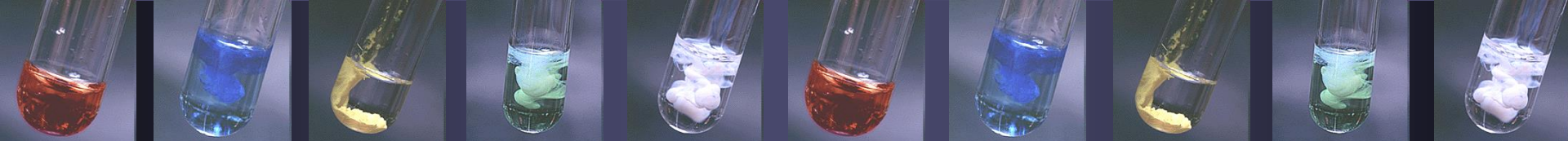
2- Aspecto cuantitativo:

¿Qué cantidad de compuesto se solubiliza?

¿Qué factores afectan la solubilidad del mismo?

**Sólidos
iónicos**

- Solubles $(s > 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L})$
- Ligeramente solubles $(\text{mol/L} 10^{-5} \text{ mol/L} < s < 2 \times 10^{-2})$
- Insolubles $(s < 10^{-5} \text{ mol/L})$



EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Equilibrio que se establece entre un compuesto iónico poco soluble y sus iones en disolución

Al agregar un soluto al solvente:

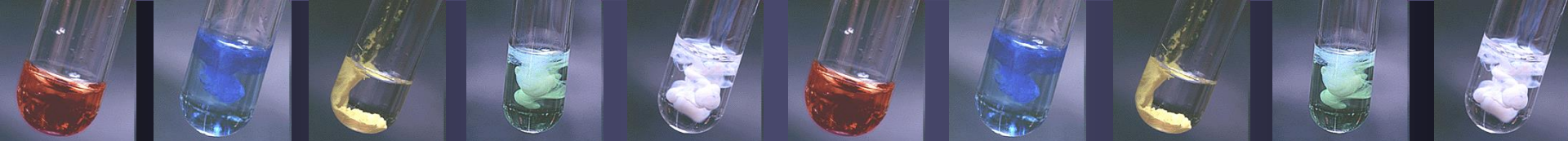


Equilibrio

Velocidad disolución = velocidad precipitado



Equilibrio heterogéneo: entre 2 fases (sólido y disolución saturada)

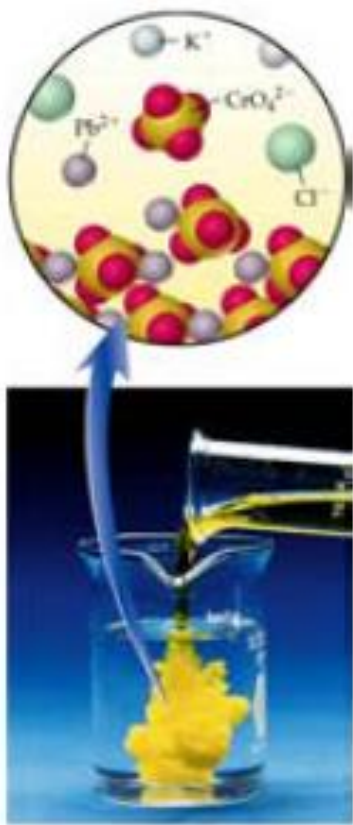


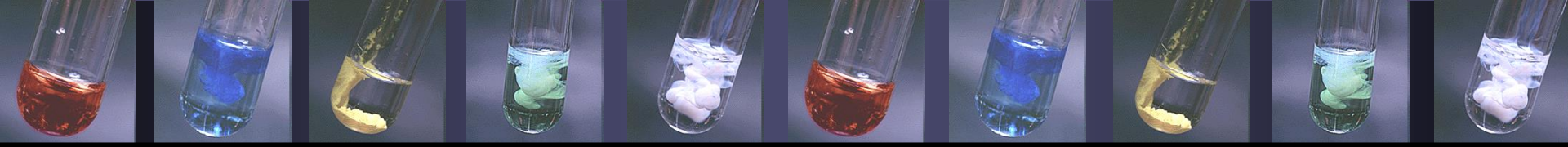
EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Reacciones de precipitación: Aquellas que dan como resultado la formación de un producto insoluble.

Precipitado: Sólido insoluble que se forma por una reacción en disolución.

Al mezclar dos sales solubles que forman un precipitado





Constante de Producto de Solubilidad (Kps)

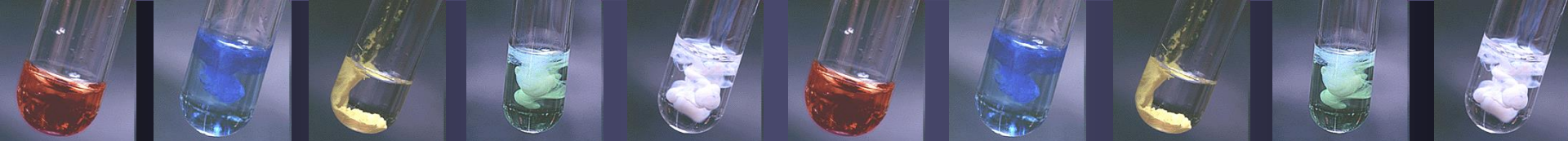
Kps: Constante de equilibrio para el equilibrio que se establece entre un soluto y sus iones en una disolución saturada



$$K_c = [\text{Pb}^{+2}][\text{CrO}_4^{-2}] = 2.0 \times 10^{-14} = K_{ps}$$

Recordar: Los sólidos puros no intervienen en la expresión de K_c , por ser su concentración constante.

Escribir la ecuación para el equilibrio de solubilidad y la expresión de K_{ps} para a) Ca F_2 , b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



Constante de Producto de Solubilidad (Kps)

Compuesto	K_{ps}	Compuesto	K_{ps}
Hidróxido de aluminio $[Al(OH)_3]$	1.8×10^{-33}	Cromato de plomo(II) $(PbCrO_4)$	2.0×10^{-14}
Carbonato de bario $(BaCO_3)$	8.1×10^{-9}	Fluoruro de plomo(II) (PbF_2)	4.1×10^{-8}
Fluoruro de bario (BaF_2)	1.7×10^{-6}	Yoduro de plomo(II) (PbI_2)	1.4×10^{-8}
Sulfato de bario $(BaSO_4)$	1.1×10^{-10}	Sulfuro de plomo(II) (PbS)	3.4×10^{-28}
Sulfuro de bismuto (Bi_2S_3)	1.6×10^{-72}	Carbonato de magnesio $(MgCO_3)$	4.0×10^{-5}
Sulfuro de cadmio (CdS)	8.0×10^{-28}	Hidróxido de magnesio $[Mg(OH)_2]$	1.2×10^{-11}
Carbonato de calcio $(CaCO_3)$	8.7×10^{-9}	Sulfuro de manganeso(II) (MnS)	3.0×10^{-14}
Fluoruro de calcio (CaF_2)	4.0×10^{-11}	Cloruro de mercurio(I) (Hg_2Cl_2)	3.5×10^{-18}
Hidróxido de calcio $[Ca(OH)_2]$	8.0×10^{-6}	Sulfuro de mercurio(II) (HgS)	4.0×10^{-54}
Fosfato de calcio $[Ca_3(PO_4)_2]$	1.2×10^{-26}	Sulfuro de níquel(II) (NiS)	1.4×10^{-24}
Hidróxido de cromo(III) $[Cr(OH)_3]$	3.0×10^{-29}	Bromuro de plata $(AgBr)$	7.7×10^{-13}
Sulfuro de cobalto(II) (CoS)	4.0×10^{-21}	Carbonato de plata (Ag_2CO_3)	8.1×10^{-12}
Bromuro de cobre(I) $(CuBr)$	4.2×10^{-8}	Cloruro de plata $(AgCl)$	1.6×10^{-10}
Yoduro de cobre(I) (CuI)	5.1×10^{-12}	Yoduro de plata (AgI)	8.3×10^{-17}
Hidróxido de cobre(II) $[Cu(OH)_2]$	2.2×10^{-20}	Sulfato de plata (Ag_2SO_4)	1.4×10^{-5}
Sulfuro de cobre(II) (CuS)	6.0×10^{-37}	Sulfuro de plata (Ag_2S)	6.0×10^{-51}
Hidróxido de hierro(II) $[Fe(OH)_2]$	1.6×10^{-14}	Carbonato de estroncio $(SrCO_3)$	1.6×10^{-9}
Hidróxido de hierro(III) $[Fe(OH)_3]$	1.1×10^{-36}	Sulfato de estroncio $(SrSO_4)$	3.8×10^{-7}
Sulfuro de hierro(II) (FeS)	6.0×10^{-19}	Sulfuro de estaño(II) (SnS)	1.0×10^{-26}
Carbonato de plomo(II) $(PbCO_3)$	3.3×10^{-14}	Hidróxido de zinc $[Zn(OH)_2]$	1.8×10^{-14}
Cloruro de plomo(II) $(PbCl_2)$	2.4×10^{-4}	Sulfuro de zinc (ZnS)	3.0×10^{-23}

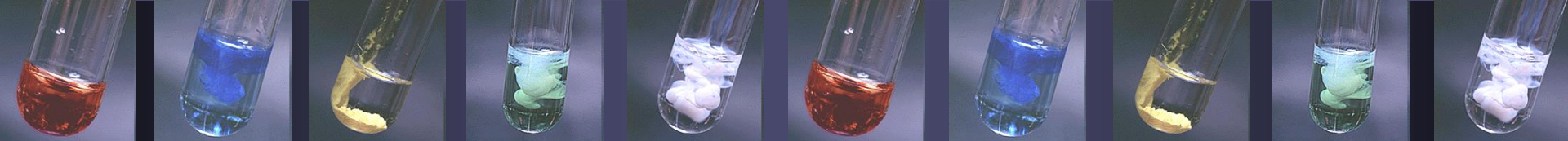
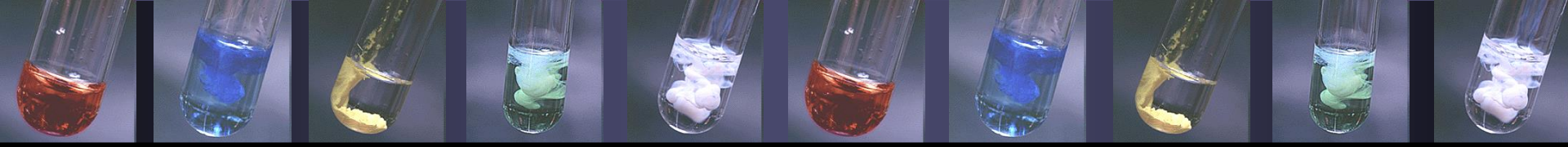


TABLA 16.3 Relación entre K_{ps} y solubilidad molar (s)

Compuesto	Expresión K_{ps}	Catión	Anión	Relación entre K_{ps} y s
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
BaSO ₄	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
Ag ₂ CO ₃	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF ₂	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
Al(OH) ₃	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{ps} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{ps}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{ps} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{ps}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$



Producto de Solubilidad v/s Solubilidad

Kps

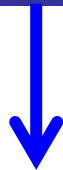


- Constante del producto de solubilidad (adimensional)
- Sólo varía con la T

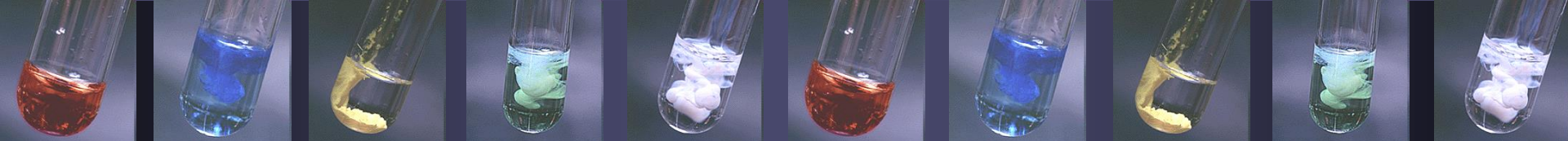
Solubilidad



- Concentración de una solución saturada (g/ml, mol/L)
- Es afectada por diversos factores (además de T)



Concentración mol/L del compuesto en una disolución saturada



Cálculo de Kps a partir de datos de solubilidad

La solubilidad del oxalato de calcio (CaC_2O_4) a cierta temperatura es $6.1 \times 10^{-3} \text{ g/L}$ de disolución. ¿Cuál es su Kps a esa temperatura? (MM: 128 g/mol)



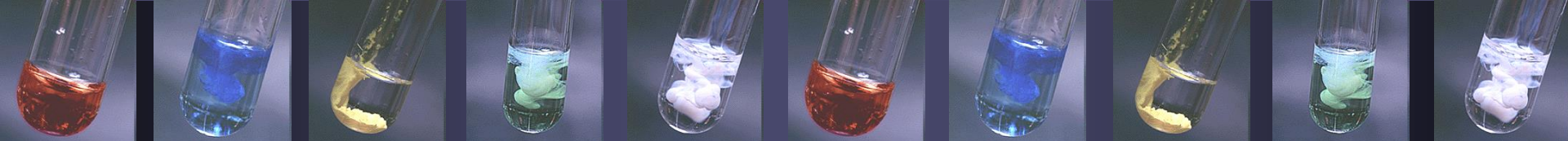
$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{+2}][\text{C}_2\text{O}_4^{-2}]$$



S \longrightarrow S (molar) \longrightarrow []eq \longrightarrow Kps

$$\text{Dato: } S = 6,1 \times 10^{-3} \text{ g/l} \rightarrow S_M = \frac{S(\text{g/l})}{\text{PM}(\text{g/mol})} = \text{mol/l}$$

$$S_M = 6,1 \times 10^{-3} \text{ g/l} \times \frac{1 \text{ mol}}{128 \text{ g}} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol/l CaC}_2\text{O}_4$$



Cálculo de Kps a partir de datos de solubilidad



X

X

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = X \quad X = S(\text{molar}) = S_M = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = X \cdot X = X^2 = S_M^2$$

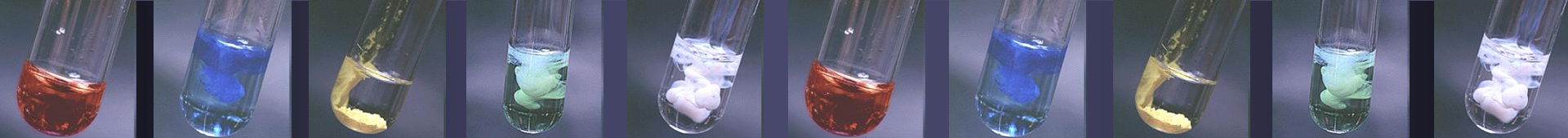
S(molar)=Concentración en equilibrio

$$K_{ps} = (4,76 \times 10^{-5})^2 = 2,27 \times 10^{-9}$$

De la estequiometría

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{1 \text{ mol CaC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{4,76 \times 10^{-5} \text{ mol CaC}_2\text{O}_4}{1 \text{ l}} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{1 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}}{1 \text{ mol CaC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{4,76 \times 10^{-5} \text{ mol CaC}_2\text{O}_4}{1 \text{ l}} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ M}$$

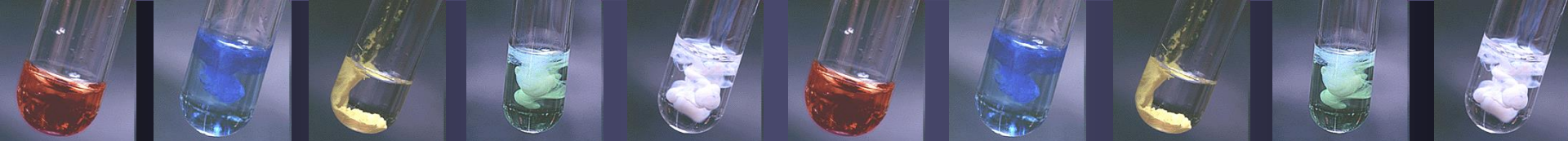


Cálculo de K_{ps} a partir de datos de solubilidad

¿Cuál es el K_{ps} del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ si su solubilidad es 0.932 g/L?

¿Cuáles son las concentraciones de Ca^{+2} y OH^- ?

Ca: 40.0 g/mol; O: 16.0 g/mol; H: 1.0 g/mol



Cálculo de solubilidad a partir del valor del Kps

El Kps del CaF_2 a 25°C es 4.00×10^{-11} ¿Cuál es su solubilidad en g/L de solución a esa temperatura?



Se disuelven x moles de $\text{CaF}_2 \Rightarrow S_M(\text{mol/L}) = X$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2$$

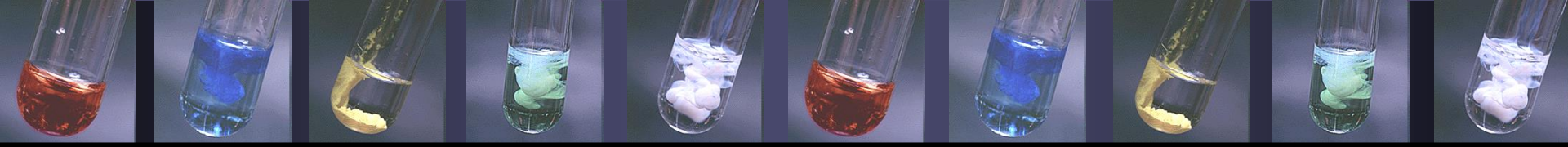
$$K_{ps} = X \cdot (2X)^2 = 4X^3$$

$$K_{ps} = 4S_M^3 = 4 \times 10^{-11}$$

$$S_M = 2,15 \times 10^{-4} \text{ mol/l} \quad \text{PM} = 78 \text{ g/mol}$$

$$S = 2,15 \times 10^{-4} \text{ mol/l} \times 78 \text{ g/mol}$$

$$S = 1,68 \times 10^{-2} \text{ g/l}$$



El Kps del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ es 2.10×10^{-26} . Calcule la solubilidad molar (S) de la sal.

Equilibrio:



$$\text{Kps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$\text{Kps} = [3S]^3 [2S]^2$$

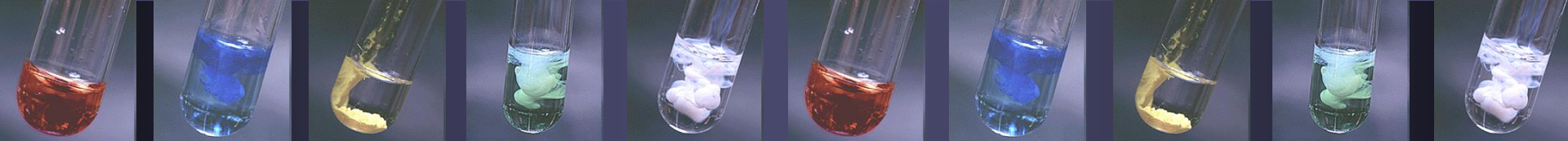
$$2,1 \times 10^{-26} = 108S^5$$

$$S = \sqrt[5]{(1,94 \times 10^{-28})}$$

$$S = 2,87 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Ca: 40 g/mol
P: 31 g/mol
O: 15 g/mol

¿Solubilidad g/L?



Producto de Solubilidad v/s Solubilidad

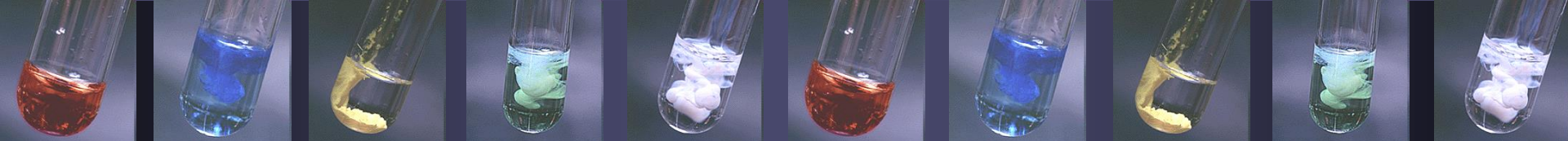
Sal	K_{ps}	S_M (mol/l)	S (g/l)
CaC_2O_4	$2,27 \times 10^{-9}$	$4,76 \times 10^{-5}$	$6,1 \times 10^{-3}$
CaF_2	$4,0 \times 10^{-11}$	$2,15 \times 10^{-4}$	$1,68 \times 10^{-2}$

IMPORTANTE!

- Menor valor de K_{ps} no siempre implica menor S. CaC_2O_4 : $S_M = (K_{ps})^{1/2}$; CaF_2 : $S_M = (K_{ps})^{1/3}$
- Solo pueden compararse en forma directa las sales con igual estequiometria \Rightarrow sus S_M están relacionadas de la misma forma que sus valores de K_{ps} .

Comparar: AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$), AgBr ($K_{ps} = 3,3 \times 10^{-13}$), AgI ($K_{ps} = 1,5 \times 10^{-16}$)

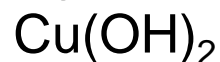
$S(\text{AgCl}) > S(\text{AgBr}) > S(\text{AgI})$; En todas: $S = (K_{ps})^{1/2}$



Producto de Solubilidad v/s Solubilidad

A partir de la siguiente tabla ordene las sales en orden creciente por su solubilidad.

Sal



Kps

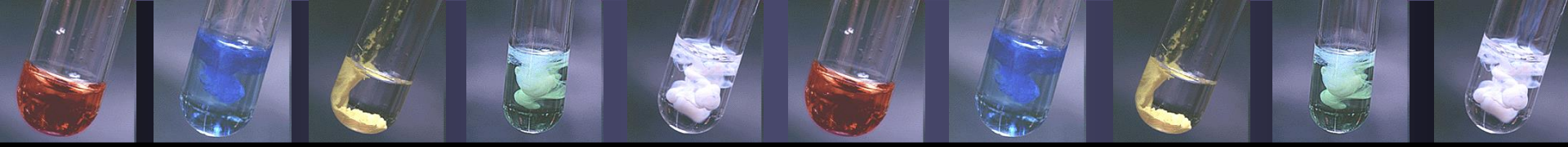
$$1.3 \times 10^{-20}$$

$$2.0 \times 10^{-29}$$

$$5.0 \times 10^{-33}$$

$$8.3 \times 10^{-17}$$

$$2.2 \times 10^{-20}$$



Equilibrio de Solubilidad

Consideremos el siguiente equilibrio de solubilidad:

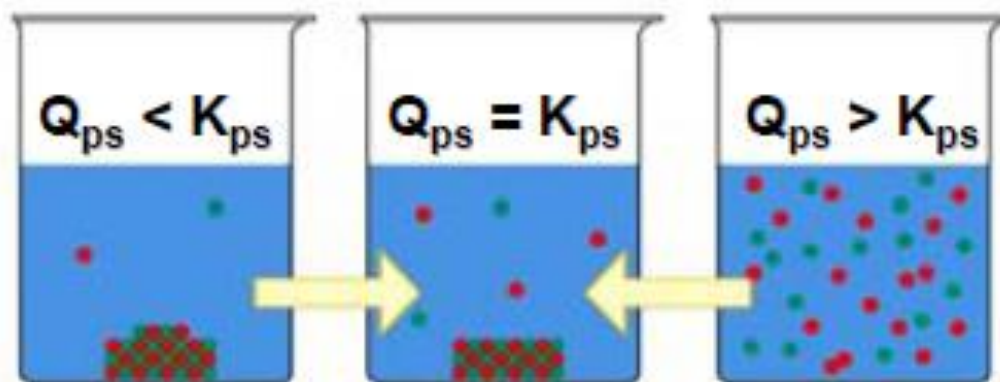


$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,6 \times 10^{-10}$$

Sí el sistema no está en equilibrio

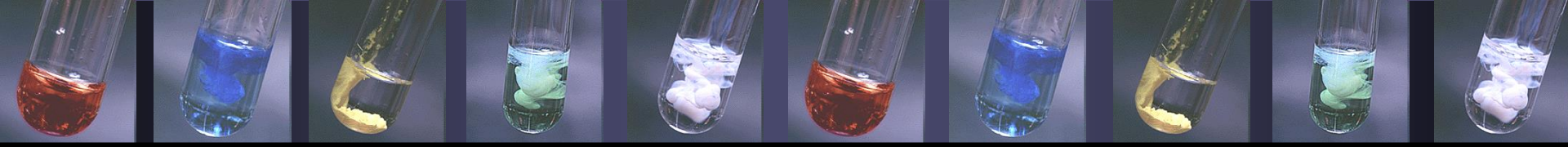
$$Q_{ps} = [\text{Ag}^+]_0[\text{Cl}^-]_0 \quad Q_{ps} \neq K_{ps}$$

Disolución
Insaturada



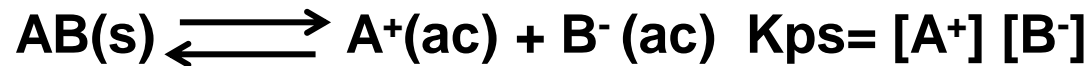
Disolución
Sobresaturada

Equilibrio



Predicción de Precipitación

Se mezclan dos disoluciones que contienen dos iones que pueden formar una sal insoluble (AB)



¿Cómo determinar si se formará un precipitado?

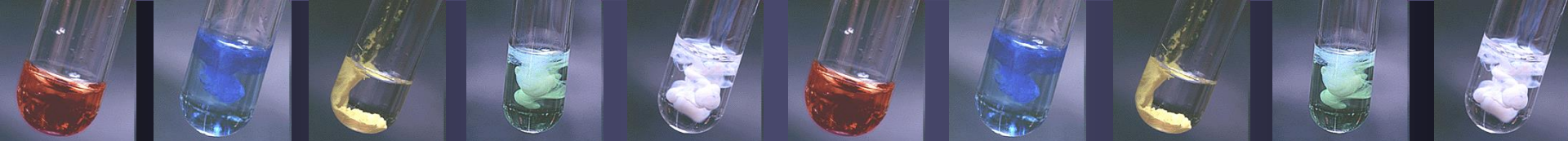


Comparar: Q_{ps} con K_{ps}

$Q = K_{ps}$ Equilibrio: Solución saturada

$Q > K_{ps}$ Solución sobresaturada: El exceso precipita (se desplaza hacia la izquierda)

$Q < K_{ps}$ Solución no saturada: La precipitación no puede ocurrir



Al mezclar 5 ml de $\text{NaCl } 1.00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ con 50 ml de $\text{AgNO}_3 \ 1.00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

¿Precipita el AgCl ?



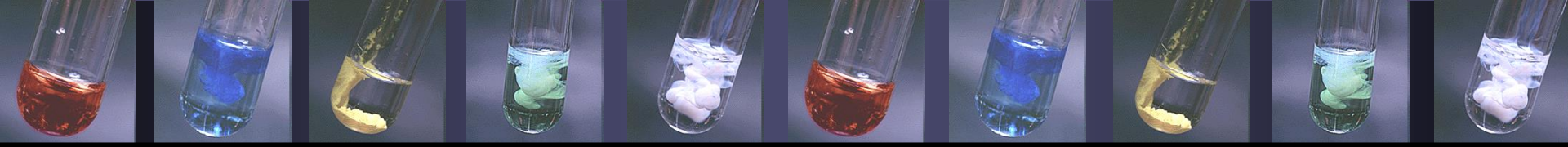
$$[\text{Cl}^-]_0 = 1 \times 10^{-3} \times 5/55 = 9,09 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+]_0 = 1 \times 10^{-5} \times 50/55 = 9,09 \times 10^{-6} \text{ M}$$

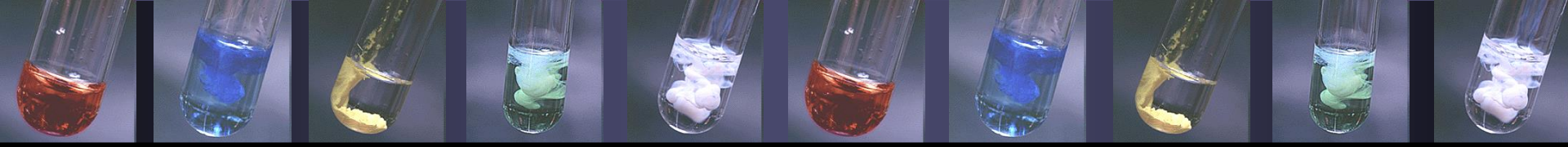
$$Q = [\text{Cl}^-]_0 [\text{Ag}^+]_0$$

$$Q = 9,09 \times 10^{-5} \times 9,09 \times 10^{-6} = 8,3 \times 10^{-10}$$

$Q > K_{\text{ps}}$ “hay precipitación”

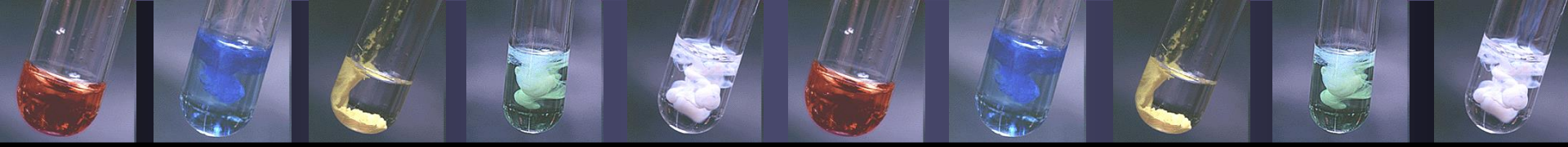


200 mL de BaCl_2 0.00400 mol/L se agregan exactamente 600 mL de K_2SO_4 0.00800 mol/L ¿Se formará precipitado? $K_{ps}=1.10 \times 10^{-10}$



Separación de Iones por Precipitación Fraccionada

Las ***soluciones salinas*** en ocasiones es conveniente ***separarlas*** en sus iones constituyentes. Se puede realizar esta separación mediante la utilización de un ***reactivo específico*** ó por ajuste del ***pH*** de la solución.

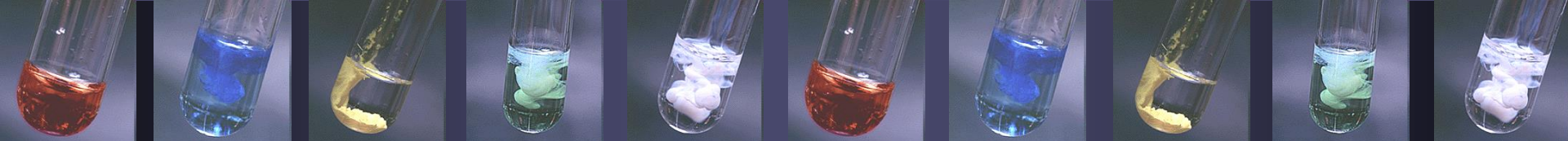


Se añade nitrato de plata poco a poco a una disolución 0.0200 mol/L de iones Cl^- y 0.0200 mol/L de iones Br^- . Calcúlese la concentración de los iones Ag^+ (en mol/L) que se necesita para iniciar:

- a) La precipitación del AgBr $K_{\text{PS}}=7.70 \times 10^{-13}$
- b) La precipitación del AgCl $K_{\text{PS}}=1.60 \times 10^{-10}$
- c)Cuál precipita primero

¿Cuál es la concentración de los iones Br^- que queda en disolución justo antes de que el AgCl comience a precipitar?

¿Cuál es el porcentaje de Br^- que queda en disolución (el **Bromuro disuelto**) cuando precipita el AgCl

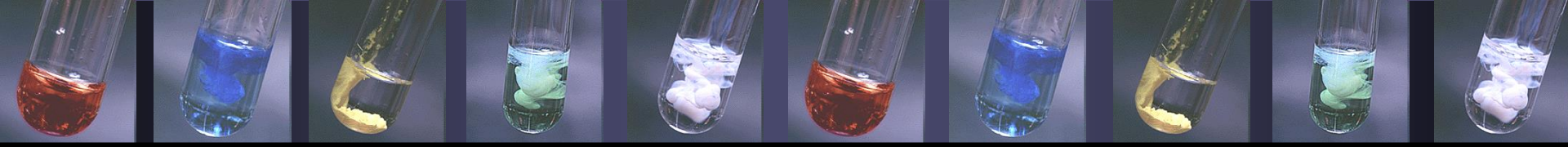


Separación de Iones por Precipitación Fraccionada

Se dispone de una solución que contiene iones: Cl^- , Br^- y CrO_4^{2-} en una concentración de 0.0100 mol/L y se agrega lentamente sobre esta solución AgNO_3 , considerando que no hay cambio de volumen:

- Que anión precipita primero.
- cual es la concentración del primer anión cuando comienza a precipitar el segundo.
- que % de los dos primeros aniones ha precipitado cuando comienza a precipitar el tercer anión.

Datos: $K_{ps_{\text{AgCl}}} = 1.80 \times 10^{-10}$, $K_{ps_{\text{AgBr}}} = 7.70 \times 10^{-13}$, $K_{ps_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}} = 1.20 \times 10^{-12}$

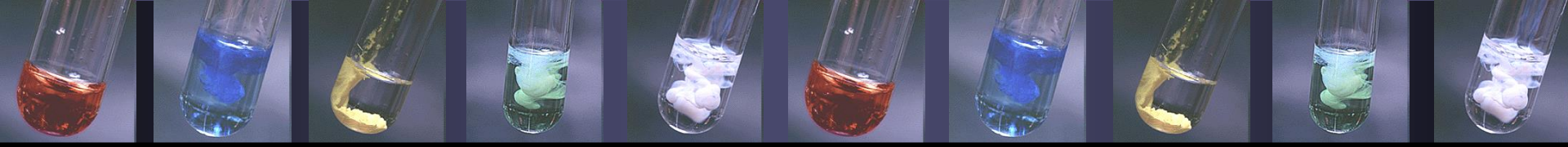


Datos: $K_{ps_{AgCl}} = 1,8 \times 10^{-10}$, $K_{ps_{AgBr}} = 7,7 \times 10^{-13}$, $K_{ps_{Ag_2CrO_4}} = 1,2 \times 10^{-12}$

a) Cl^- ; $[Ag^+] = K_{ps_{AgCl}} / 0,01 = 1,8 \times 10^{-10} / 0,01 = 1,8 \times 10^{-8} M$ (pp. 2º)
 Br^- ; $[Ag^+] = K_{ps_{AgBr}} / 0,01 = 7,7 \times 10^{-13} / 0,01 = 7,7 \times 10^{-11} M$ (pp. 1º)
 CrO_4^{2-} ; $[Ag^+] = \sqrt{(K_{ps_{Ag_2CrO_4}} / 0,01)} = 1,1 \times 10^{-5} M$ (pp. 3º)

Por lo tanto; Precipita primero Br^-

b) $[Br^-] = K_{ps_{AgBr}} / 1,8 \times 10^{-8} = 4,3 \times 10^{-5} M$

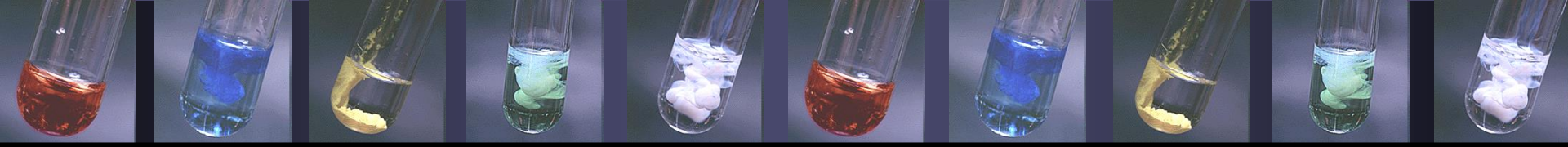


c) $[\text{Br}^-] = K_{\text{ps}}_{\text{AgBr}} / 1,1 \times 10^{-5} = 7 \times 10^{-8} \text{ M}$

$(0,01 - 7 \times 10^{-8}) / (0,01) \times 100 = 99,9993 \% \text{ pp de Br}^-$

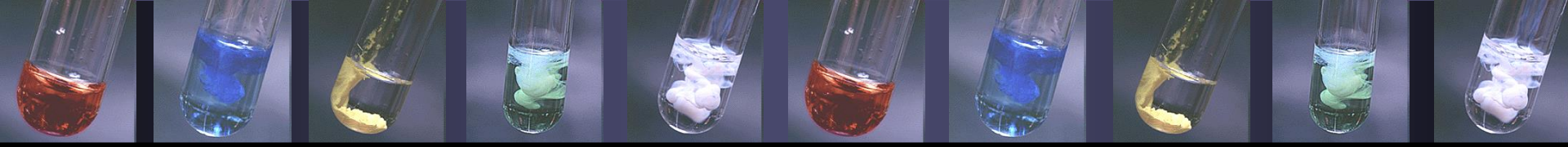
$[\text{Cl}^-] = K_{\text{ps}}_{\text{AgCl}} / 1,1 \times 10^{-5} = 1,6 \times 10^{-5} \text{ M}$

$(0,01 - 1,6 \times 10^{-5}) / (0,01) \times 100 = 99,84 \% \text{ pp. de Cl}^-$



Intercorversión de Precipitados

Sí a 20 mL de BaCO_3 se agrega 10 mL de K_2CrO_4 0.10 mol/L, prediga si presipita el $\text{BaCrO}_4(\text{s})$. $K_{\text{ps}}(\text{BaCrO}_4): 8.5 \times 10^{-11}$, $K_{\text{ps}}(\text{BaCO}_3): 1.6 \times 10^{-9}$



FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

1. Temperatura

Afecta a K_{ps} , dado que es un constante de equilibrio.

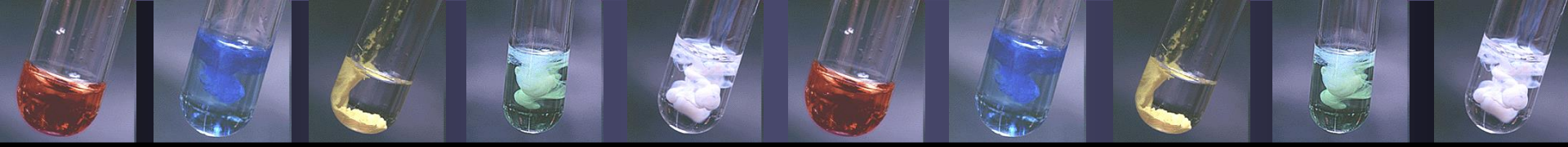
Para la reacción de disolución:



Si $\Delta H^0_{dis} > 0$ (endotérmica) $\rightarrow T \uparrow \quad K_{PS} \uparrow \quad s \uparrow$

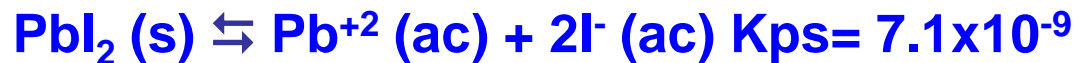
Si $\Delta H^0_{dis} < 0$ (exotérmica) $\rightarrow T \uparrow \quad K_{PS} \downarrow \quad s \downarrow$

En la mayoría de los casos, S aumenta con un aumento de la temperatura

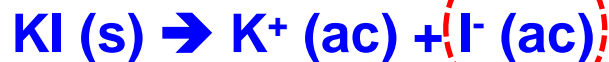


FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

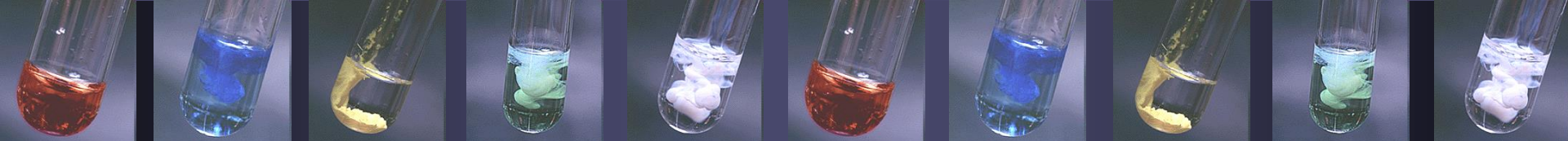
2. Efecto del Ión Común



Al agregar una sal que contiene un ión en común:

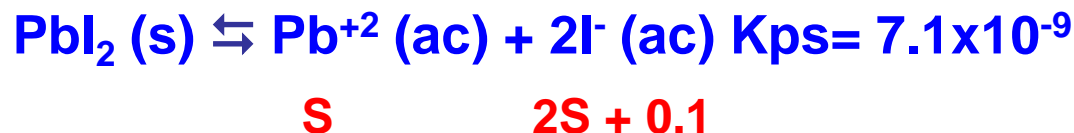


Ión común



Efecto ión común y la solubilidad

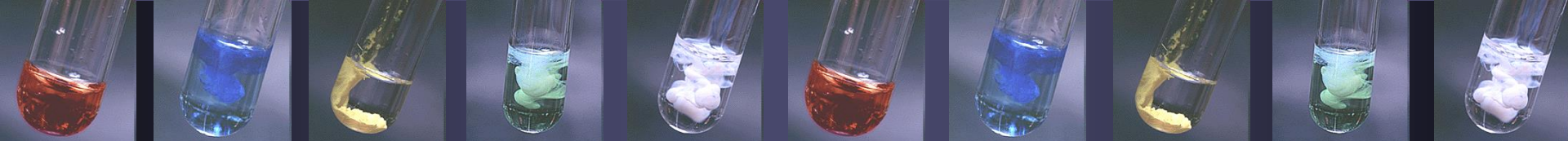
¿Cuál es la solubilidad en mol/l de PbI_2 en una disolución de KI 0.100 mol/L?



$K_{\text{ps}} = S(2S+0.1)^2$ como $S \ll 0.1$
 $K_{\text{ps}} \approx S(0.1)^2$

$$S = \frac{7.1 \times 10^{-9}}{(0.1)^2} = 7.1 \times 10^{-7} \text{ mol / L}$$

La solubilidad de una sal poco soluble **disminuye** en presencia de una sal soluble que proporcione un ión común



Efecto ión común y la solubilidad

La presencia de un ion común disminuye la solubilidad de la sal.

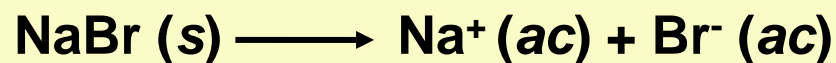
¿Cuál es la solubilidad molar del AgBr en (a) agua pura y (b) 0.0010 M NaBr?



$$K_{ps} = 7.7 \times 10^{-13}$$

$$s^2 = K_{ps}$$

$$s = 8.8 \times 10^{-7}$$



$$[\text{Br}^-] = 0.0010 \text{ M}$$

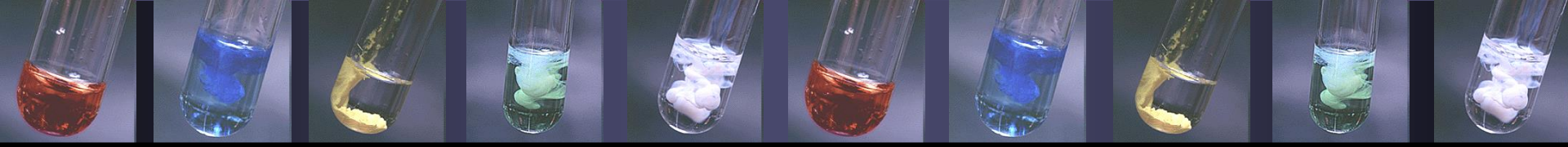


$$[\text{Ag}^+] = s$$

$$[\text{Br}^-] = 0.0010 + s \approx 0.0010$$

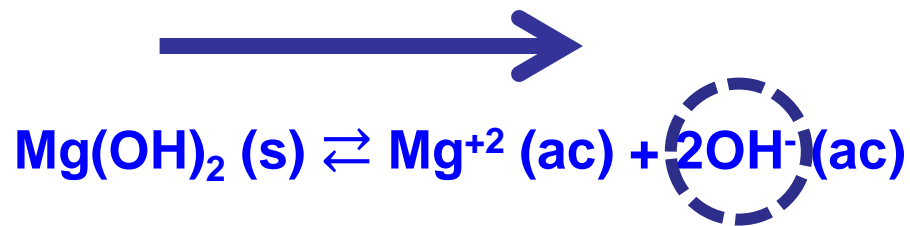
$$K_{ps} = 0.0010 \times s$$

$$s = 7.7 \times 10^{-10}$$



FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

3. pH



Si pH ↓ (agregar H⁺)

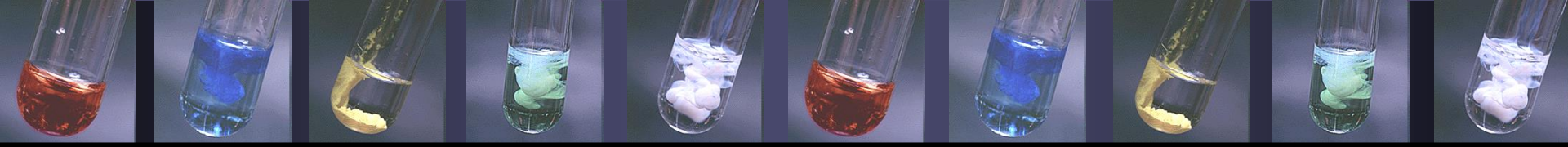


Reacción de neutralización:



Consecuencia: La reacción se desplaza aumentando la **solubilidad** de la sal.

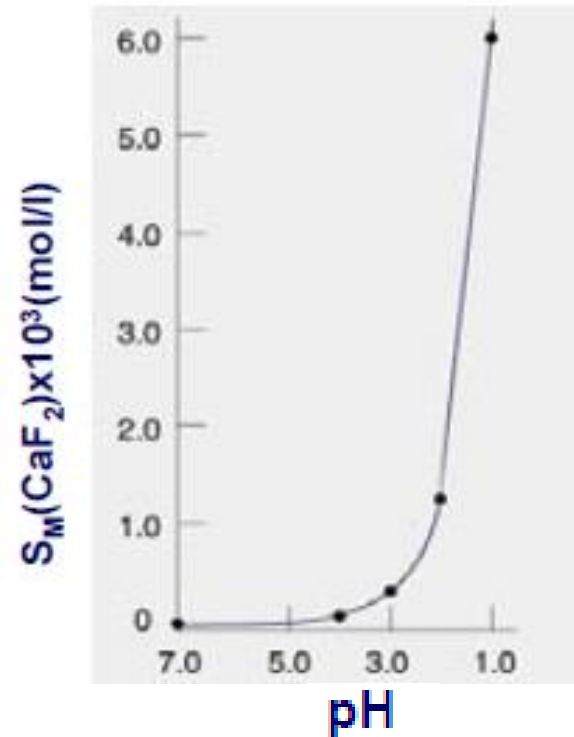
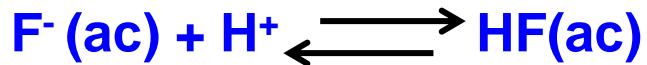
Este efecto ocurre en todas las sales cuyo anión presente carácter básico (OH⁻, base conjugada de un ácido débil)



El pH y la solubilidad

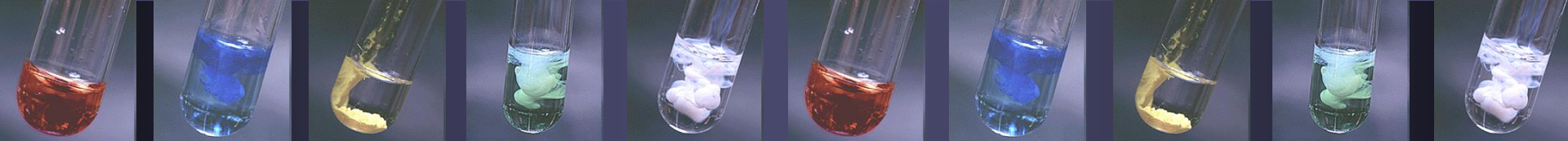


Si pH ↓ (agregamos H⁺)



Consecuencia: La solubilidad de las sales que contienen **aniones básicos** *aumenta* con la disminución de pH

¿La disminución del pH, aumentará la solubilidad del AgCl?



El pH y la solubilidad

- Las bases Insolubles se disuelven en las disoluciones ácidas
- Los ácidos Insolubles se disuelven en las disoluciones básicas



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$K_{ps} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$s = 1.4 \times 10^{-4} M$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2.8 \times 10^{-4} M$$

$$\text{pOH} = 3.55 \quad \text{pH} = 10.45$$

Con pH menor que 10.45

disminuye $[\text{OH}^-]$

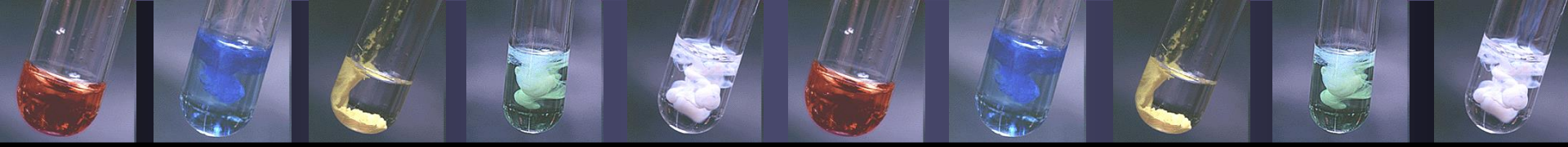


Aumenta la solubilidad de Mg(OH)_2

Con pH mayor que 10.45

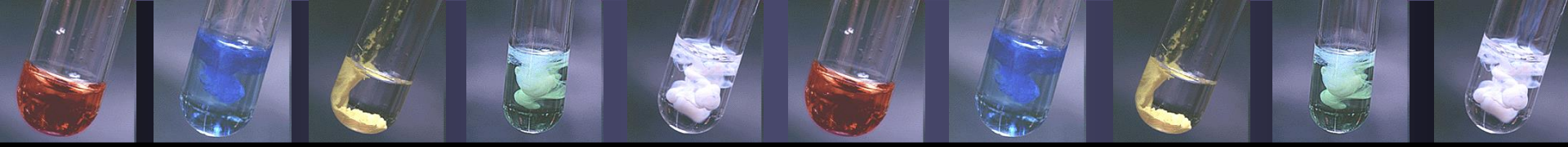
Aumenta $[\text{OH}^-]$

Disminuye la solubilidad de Mg(OH)_2



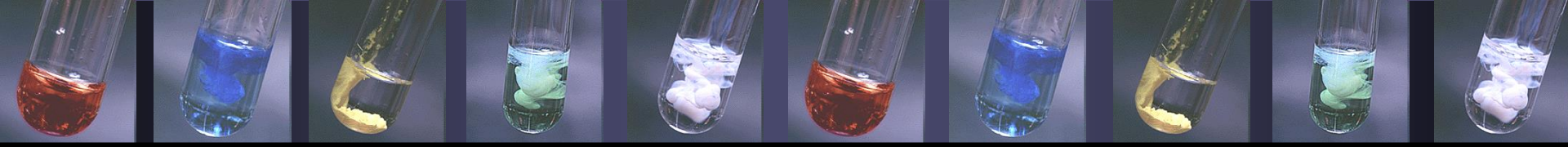
La solubilidad mol/L del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en agua pura es 1.4×10^{-4} mol/L. Calcúlese su solubilidad molar en un medio amortiguador cuyo pH es:

- a) 12.00**
- b) 9.00**

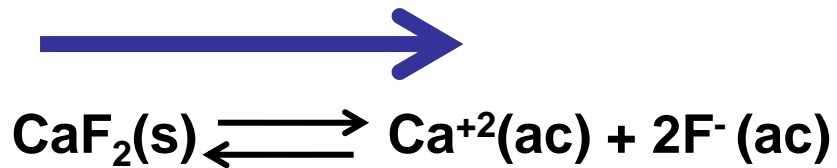


Calcule el pH de una disolución saturada en hidróxido de aluminio.

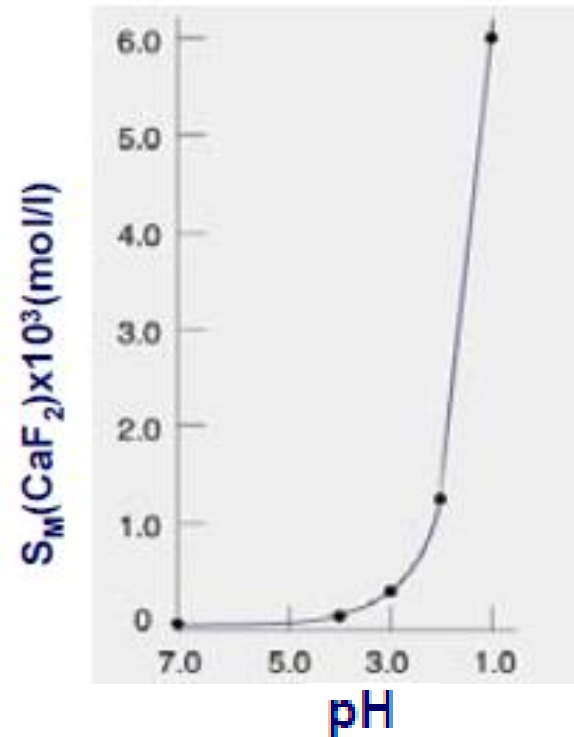
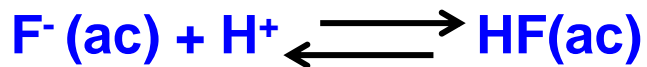
$$K_{ps} = 1.8 \times 10^{-33}$$



El pH y la solubilidad



Si pH ↓ (agregamos H⁺)



Consecuencia: La solubilidad de las sales que contienen **aniones básicos** *aumenta* con la disminución de pH

¿La disminución del pH, aumentará la solubilidad del AgCl?