GC-F-004v.05

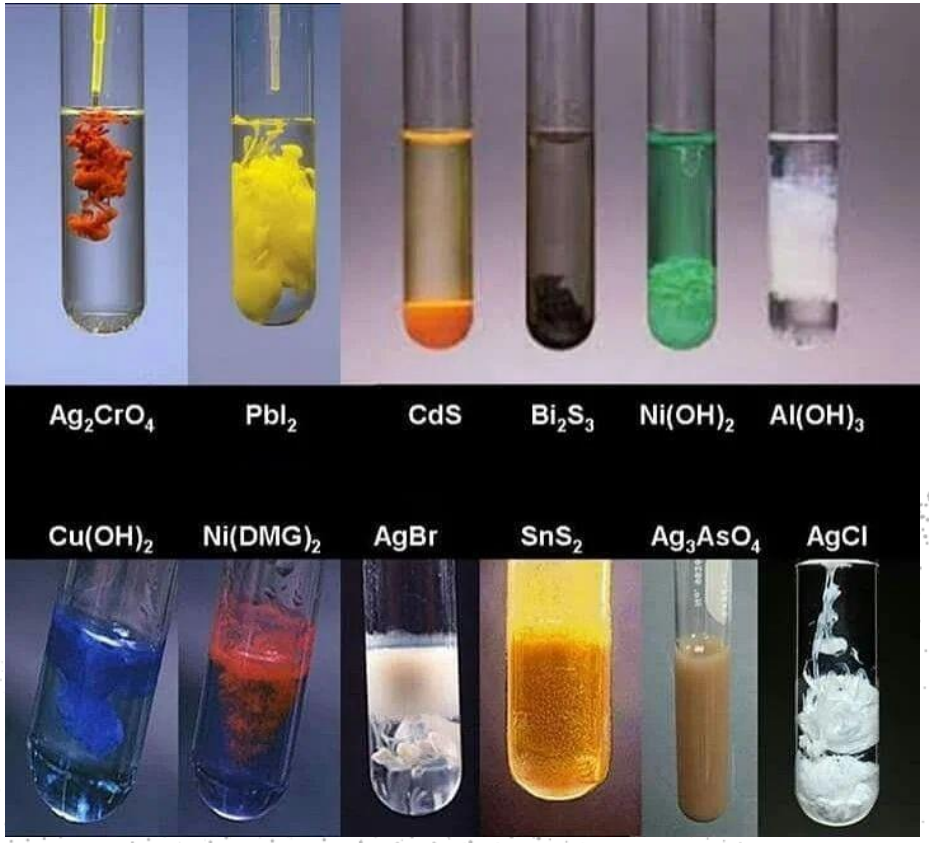
EQUILIBRIO HETEROGÉNEO - CONSTANTE DE SOLUBILIDAD

Ángela Ma. Delgado P.

Equilibrios heterogéneos sólido-líquido

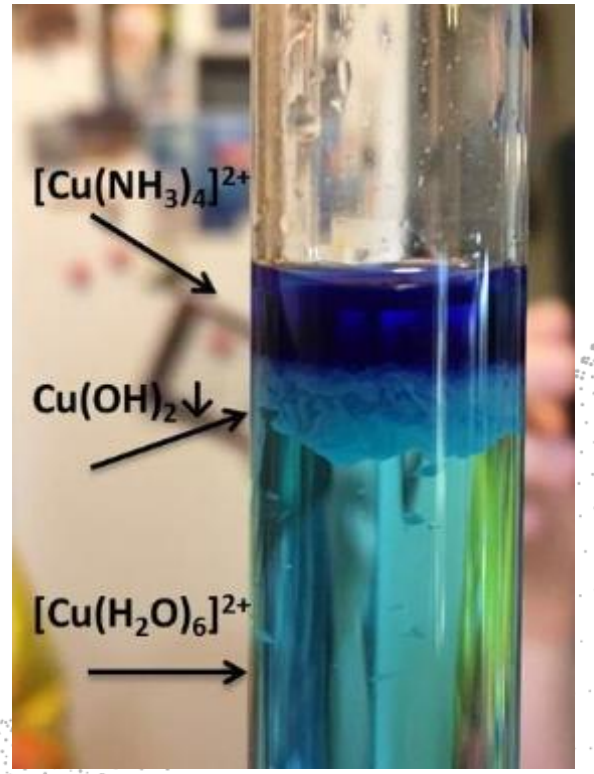
Reacción de precipitación: Tienen lugar entre iones en disolución para formar sustancias insolubles.

La **Solubilidad** de un soluto en un disolvente es la concentración, en mol/L, que tiene el soluto dentro del disolvente cuando la disolución está saturada, medida a una temperatura determinada.



Sales solubles: **Están totalmente disociadas en sus correspondientes iones. En disolución acuosa tiene disuelto más de 0,01 mol/L**

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), acetatos (CH_3COO^-), bicarbonatos (HCO_3^-), cloratos (ClO_3^-) y percloratos (ClO_4^-)	
Halogenuros (Cl^-, Br^-, I^-)	Halogenuros de Ag^+, Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+} y Pb^{2+}

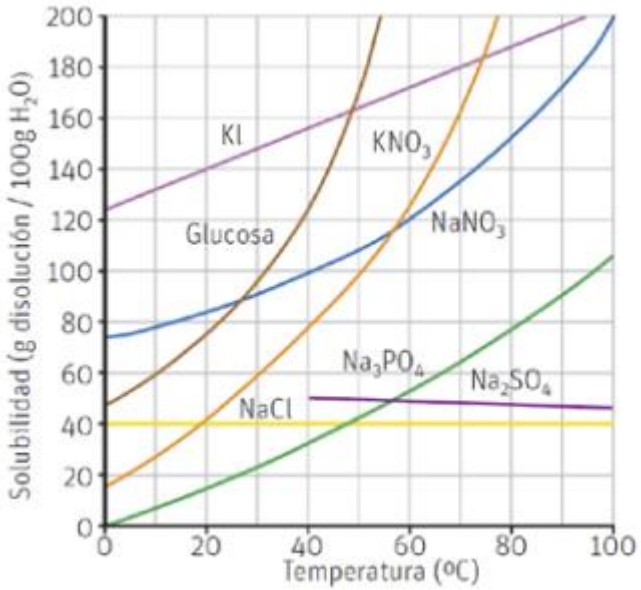


Sales poco solubles: **En disolución acuosa tiene disuelto menos de 0,01 mol/L**

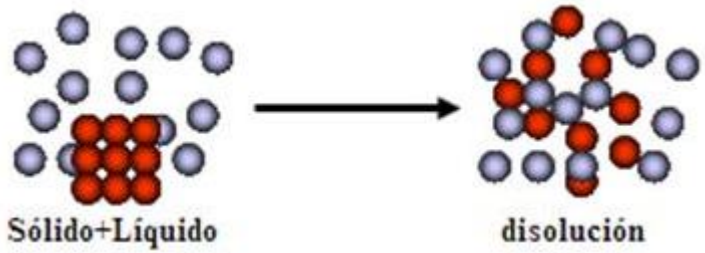
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

Factores que afectan la solubilidad de compuestos iónicos

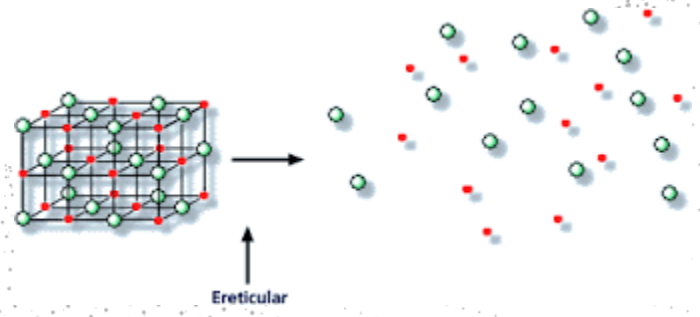
TEMPERATURA



ENTROPÍA



FACTOR ENERGÉTICO: hay que proporcionar al sistema una energía mayor que la reticular para vencer las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos los iones en la red.



PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

$$Ag_2CrO_4\ (s) \rightleftarrows 2\ Ag + CrO_4^{2-}$$

$$K_s = [Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}]$$

Constante del producto de solubilidad (Kps): **Producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.**

$MgF_2\ (s) \leftrightarrow Mg^{+2}(ac) + 2F^-\ (ac)$

$Ag_2CO_3\ (s) \leftrightarrow 2Ag^+(ac) + CO_3^{-2}\ (ac)$

$Ca_3(PO_4)_2\ (s) \leftrightarrow 3Ca^{+2}(ac) + 2PO_4^{-3}\ (ac)$

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

$$Ag_2CrO_4\ (s) \rightleftarrows 2\ Ag + CrO_4^{2-}$$

$$K_s = [Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}]$$

Constante del producto de solubilidad (Kps): **Producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.**

$MgF_2\ (s) \leftrightarrow Mg^{+2}(ac) + 2F^-\ (ac)$ $\quad Kps = [Mg^{+2}][F^-]^2$

$Ag_2CO_3\ (s) \leftrightarrow 2Ag^+(ac) + CO_3^{-2}\ (ac)$ $\quad Kps = [Ag^+]^2[CO_3^{-2}]$

$Ca_3(PO_4)_2\ (s) \leftrightarrow 3Ca^{+2}(ac) + 2PO_4^{-3}\ (ac)$ $\quad Kps = [Ca^{+2}]^3\ [PO_4^{-3}]^2$

A menor Kps menor solubilidad en agua.

Para comparar valores de solubilidad con Kps, se debe hacer entre compuestos de formulas similares

AgCl y ZnS

CaF_2 y $Fe(OH)_2$

Precipitado	K_{PS}	Precipitado	K_{PS}
Bromuro de Cobre (I)	$4,2 \times 10^{-8}$	Hidróxido de Hierro (III)	$1,1 \times 10^{-36}$
Bromuro de Plata	$7,7 \times 10^{-13}$	Hidróxido de Magnesio	$1,2 \times 10^{-11}$
Carbonato de Bario	$8,1 \times 10^{-9}$	Hidróxido de Zinc	$1,8 \times 10^{-14}$
Carbonato de Calcio	$8,7 \times 10^{-9}$	Sulfato de Bario	$1,1 \times 10^{-10}$
Carbonato de Estroncio	$1,6 \times 10^{-10}$	Sulfato de Estroncio	$3,8 \times 10^{-7}$
Carbonato de Magnesio	$4,0 \times 10^{-5}$	Sulfato de Plata	$1,4 \times 10^{-5}$
Carbonato de Plata	$8,1 \times 10^{-12}$	Sulfuro de Bismuto	$1,6 \times 10^{-72}$
Carbonato de Plomo (II)	$3,3 \times 10^{-14}$	Sulfuro de Cadmio	$8,0 \times 10^{-28}$
Cloruro de Mercurio (I)	$3,5 \times 10^{-18}$	Sulfuro de Cobalto (II)	$4,0 \times 10^{-21}$
Cloruro de Plata	$1,8 \times 10^{-10}$	Sulfuro de Cobre (II)	$6,0 \times 10^{-37}$
Cloruro de Plomo (II)	$2,4 \times 10^{-4}$	Sulfuro de Estaño (II)	$1,0 \times 10^{-26}$
Cromato de Plomo (II)	$2,0 \times 10^{-14}$	Sulfuro de Hierro (II)	$6,0 \times 10^{-19}$
Cromato de Plata	$2,4 \times 10^{-12}$	Sulfuro de Manganeso (II)	$3,0 \times 10^{-14}$
Fluoruro de Bario	$1,7 \times 10^{-6}$	Sulfuro de Mercurio (II)	$4,0 \times 10^{-54}$
Fluoruro de Calcio	$4,0 \times 10^{-11}$	Sulfuro de Níquel (II)	$1,4 \times 10^{-24}$
Fluoruro de Plomo (II)	$4,1 \times 10^{-8}$	Sulfuro de Plata	$6,0 \times 10^{-51}$
Fosfato de Calcio	$1,2 \times 10^{-26}$	Sulfuro de Plomo (II)	$3,4 \times 10^{-28}$
Fosfato de Plomo (II)	$7,9 \times 10^{-43}$	Sulfuro de Zinc	$3,0 \times 10^{-23}$
Hidróxido de Aluminio	$1,8 \times 10^{-33}$	Yodato de Bario	$1,6 \times 10^{-9}$
Hidróxido de Calcio	$8,0 \times 10^{-6}$	Yoduro de Cobre (I)	$5,1 \times 10^{-12}$
Hidróxido de Cobre (II)	$2,2 \times 10^{-20}$	Yoduro de Plata	$8,3 \times 10^{-17}$
Hidróxido de Cromo (III)	$3,0 \times 10^{-29}$	Yoduro de Plomo (II)	$1,4 \times 10^{-6}$
Hidróxido de Hierro (II)	$1,6 \times 10^{-14}$		

Cociente de reacción – Producto iónico (Q): Se usa para predecir si se formará un precipitado para las concentraciones de iones que no están en el equilibrio.

$AgCl\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}(ac) + Cl^{-}\,(ac)$ $\quad Q = [Ag^{+}][Cl^{-}]$ $\quad Kps = 1{,}8 \times 10^{-10}$

$Q < Kps$	$Q = Kps$	$Q > Kps$
Disolución no saturada (sin pp)	Disolución saturada (sin pp)	Disolución sobresaturada (pp)

La solubilidad del $CaSO_4$ es de 0,67 g/L. Calcule el valor de Kps para el sulfato de calcio.

	$CaSO_4\ (s) \rightleftharpoons$	$Ca^{2+}\ (ac)$	+ $SO_4^{2-}\ (ac)$
Inicial (M):		0	0
Cambio (M):	$-s$	$+s$	$+s$
Equilibrio (M):		s	s

El producto de solubilidad para $CaSO_4$ es

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = s^2$$

$$\frac{0.67\ \text{g}\ \cancel{CaSO_4}}{1\ \text{L disol}} \times \frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{136.2\ \text{g}\ \cancel{CaSO_4}} = 4.9 \times 10^{-3}\ \text{mol/L} = s$$

$[Ca^{2+}] = 4.9 \times 10^{-3}\ M$ y $[SO_4^{2-}] = 4.9 \times 10^{-3}\ M$

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] \\ &= (4.9 \times 10^{-3})(4.9 \times 10^{-3}) \\ &= 2.4 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

La solubilidad del $PbCrO_4$ es 4,5 x 10^{-5} g/L. Calcule el producto de solubilidad de este compuesto.

$PbCrO_4$ (s) ↔ Pb^{+2}(ac) + CrO_4^{-2} (ac)

La solubilidad del $PbCrO_4$ es 4,5 x 10^{-5} g/L. Calcule el producto de solubilidad de este compuesto.

$$PbCrO_4\,(s) \leftrightarrow Pb^{+2}(ac) + CrO_4^{-2}\,(ac)$$

Inicio		**0**	**0**
Cambio	**-s**	**s**	**s**
Equilibrio		**s**	**s**

$Kps = [Pb^{+2}][CrO_4^{-2}]$

$Kps = [s][s]$

$Kps = s^2$

$$\frac{4,5 \times 10^{-5}\ g\ PbCrO_4}{L} * \frac{1\ mol\ PbCrO_4}{323,19\ g\ PbCrO_4} = 1,39 \times 10^{-7}\ M$$

$Kps = [Pb^{+2}][CrO_4^{-2}]$

$Kps = [1,39 \times 10^{-7}][1,39 \times 10^{-7}]$

$Kps = 1,94 \times 10^{-14}$

Empleando el valor de Kps de la tabla ($2,2 \times 10^{-20}$) calcule la solubilidad del $Cu(OH)_2$ en g/L

$$Cu(OH)_2\,(s) \leftrightarrow Cu^{+2}(ac) + 2OH^-\,(ac)$$

Inicio		**0**	**0**
Cambio	**-s**	**s**	**2s**
Equilibrio		**s**	**2s**

$$Kps = [Cu^{+2}][OH^-]^2$$

$$2,2 \times 10^{-20} = [s][2s]^2$$

$$2,2 \times 10^{-20} = (s)\ 4s^2$$

$$2,2 \times 10^{-20} = 4s^3$$

$$\frac{2,2 \times 10^{-20}}{4} = s^3$$

$$5,5 \times 10^{-21} = s^3$$

$$1,8 \times 10^{-7} = s$$

$$\frac{1,8 \times 10^{-7}\ mol\ Cu(OH)_2}{L} * \frac{97,57\ g\ Cu(OH)_2}{1\ mol\ Cu(OH)_2} = 1,8 \times 10^{-5}\ g/L$$

Calcule la solubilidad del cloruro de plata en g/L
Kps de la tabla ($1,7 \times 10^{-10}$)

$$AgCl\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}(ac) + Cl^{-}\,(ac)$$

Calcule la solubilidad del cloruro de plata en g/L
Kps de la tabla ($1,7 \times 10^{-10}$)

$$AgCl\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}(ac) + Cl^{-}\,(ac)$$

Inicio		**0**	**0**
Cambio	**-s**	**s**	**s**
Equilibrio		**s**	**s**

$Kps = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

$1,7 \times 10^{-10} = [s][s]$

$1,7 \times 10^{-10} = s^{2}$

$1,3 \times 10^{-5} = s$

$$\frac{1,3 \times 10^{-5}\ \text{mol AgCl}}{\text{L}} * \frac{143,32\text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 1,9 \times 10^{-3}\ \text{g/L}$$

A partir de los **productos de solubilidad (Kps)**, se puede predecir si se formará un precipitado cuando se mezclan dos disoluciones o se agrega un compuesto soluble a una disolución.



Exactamente 200 mL de $BaCl_2$ 0.0040 M se mezclan con exactamente 600 mL de K_2SO_4 0.0080 M. ¿Se formará un precipitado? Kps = $1,1x10^{-10}$

$$BaCl_2\,(ac) + K_2SO_4\,(ac) \rightarrow BaSO_4\,(s) + 2KCl\,(ac)$$

$$200\ mL * \frac{0,0040\ mol\ BaCl_2}{1000\ mL} = 8 \times 10^{-4}\ mol\ BaCl_2$$

$$\frac{8 \times 10^{-4}\ mol\ BaCl_2}{0,8\ L} = 1 \times 10^{-3}\ M$$

$$600\ mL * \frac{0,0080\ mol\ K_2SO_4}{1000\ mL} = 4,8 \times 10^{-3}\ mol\ K_2SO_4$$

$$\frac{4,8 \times 10^{-3}\ mol\ K_2SO_4}{0,8\ L} = 6 \times 10^{-3}\ M$$

$$BaSO_4(s) \leftrightarrow Ba^{+2}(ac) + SO_4^{-2}(ac)$$

$$Q = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$Q = [1 \times 10^{-3}]\,[6 \times 10^{-3}]$$

$$Q = 6 \times 10^{-6}$$

$6 \times 10^{-6} > 1,1x10^{-10}$

$Q > Kps$

$BaSO_4$



Si 2.00 mL de NaOH 0.200 M se agregan a 1.00 L de $CaCl_2$ 0.100 M, ¿se presentará precipitación?

Kps $Ca(OH)_2 = 8 \times 10^{-6}$

Si 2.00 mL de NaOH 0.200 M se agregan a 1.00 L de $CaCl_2$ 0.100 M, ¿se presentará precipitación?

Kps $Ca(OH)_2 = 8 \times 10^{-6}$

$$2NaOH\,(ac) + CaCl_2\,(ac) \rightarrow 2NaCl\,(ac) + Ca(OH)_2\,(s)$$

$$2{,}0\ mL * \frac{0{,}200\ mol\ NaOH}{1000\ mL} = 4 \times 10^{-4}\ mol\ NaOH$$

$$\frac{4 \times 10^{-4}\ mol\ NaOH}{1{,}002\ L} = 3{,}99 \times 10^{-4}\ M$$

$$1000\ mL * \frac{0{,}100\ mol\ CaCl_2}{1000\ mL} = 0{,}100\ mol\ CaCl_2$$

$$\frac{0{,}100\ mol\ CaCl_2}{1{,}002\ L} = 0{,}0998\ M$$

$$Ca(OH)_2\,(s) \leftrightarrow Ca^{+2}(ac) + 2OH^{-}(ac)$$

$$Q = [Ca^{+2}][OH^{-}]^2$$

$$Q = [0{,}0998]\,[3{,}99 \times 10^{-4}]^2$$

$$Q = 1{,}59 \times 10^{-8}$$

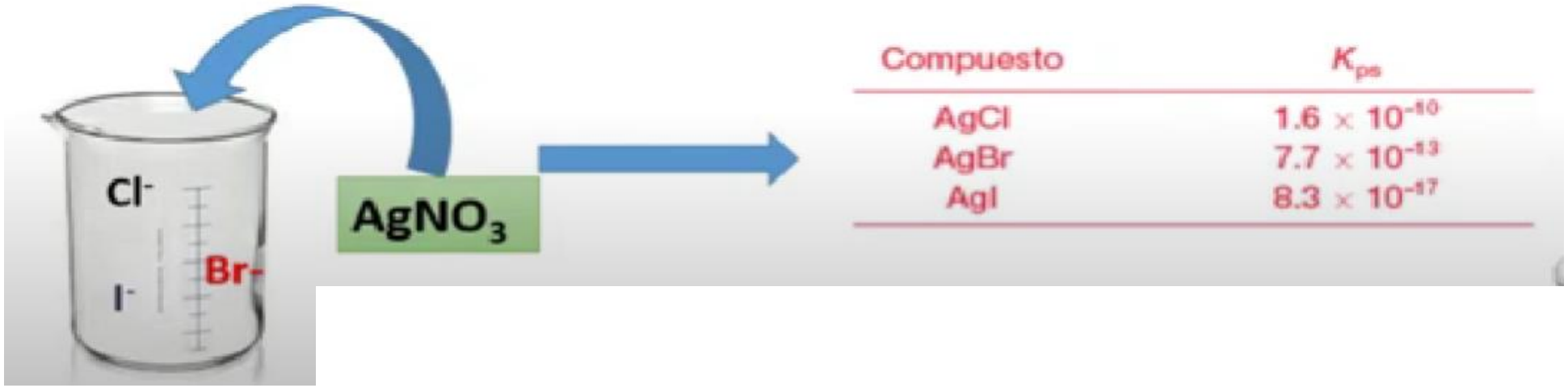
$$1{,}59 \times 10^{-8} < 8 \times 10^{-6}$$

Q < Kps

No precipita

Precipitación fraccionada

En ocasiones es necesario separar por precipitación un tipo de ion de una disolución y dejar disueltos los demás.



Compuesto	K_{ps}
AgCl	1.6×10^{-10}
AgBr	7.7×10^{-13}
AgI	8.3×10^{-17}

Una disolución contiene iones Cl^- 0,020 M y iones Br^- 0,02M. Para separar los iones Cl^- de los iones Br^-, se agrega lentamente $AgNO_3$ (s) a la disolución sin cambiar el volumen. ¿Què concentración de iones Ag^+ (M) se necesita para precipitar AgBr tanto como sea posible sin precipitar AgCl?

Una disolución contiene iones Cl^- 0,020 M y iones Br^- 0,02M. Para separar los iones Cl^- de los iones Br^-, se agrega lentamente $AgNO_3$ (s) a la disolución sin cambiar el volumen. ¿Què concentración de iones Ag^+ (M) se necesita para precipitar AgBr tanto como sea posible sin precipitar AgCl?

$$AgBr\,(s) \leftrightarrow Ag^+\,(ac) + Br^-\,(ac)$$

$$Kps = [Ag^+][Br^-]$$

$$[Ag^+] = \frac{Kps}{[Br^-]}$$

$$[Ag^+] = \frac{7{,}7 \times 10^{-13}}{0{,}02}$$

$$[Ag^+] = 3{,}9 \times 10^{-11}$$

Se requiere una $[Ag^+] > 3{,}9 \times 10^{-11}$ M

$$AgCl\,(s) \leftrightarrow Ag^+\,(ac) + Cl^-\,(ac)$$

$$Kps = [Ag^+][Cl^-]$$

$$[Ag^+] = \frac{Kps}{[Cl^-]}$$

$$[Ag^+] = \frac{1{,}6 \times 10^{-10}}{0{,}02}$$

$$[Ag^+] = 8{,}0 \times 10^{-9}$$

Se requiere una $[Ag^+] > 8{,}0 \times 10^{-9}$ M

Se requiere una $[Ag^+]$ mayor a $3{,}9 \times 10^{-11}$ M y menor a $8{,}0 \times 10^{-9}$ M

Ejercicio de práctica Los productos de solubilidad de AgCl y Ag_3PO_4 son 1.6×10^{-10} y 1.8×10^{-18}, respectivamente. Si se agrega Ag^+ (sin cambiar el volumen) a 1.00 L de disolución que contiene 0.10 moles de Cl^- y 0.10 moles de PO_4^{3-}, calcule la concentración de iones Ag^+ (en mol/L) requeridos para iniciar: *a*) la precipitación de AgCl y *b*) la precipitación de Ag_3PO_4.

Ejercicio de práctica Los productos de solubilidad de AgCl y Ag_3PO_4 son 1.6×10^{-10} y 1.8×10^{-18}, respectivamente. Si se agrega Ag^+ (sin cambiar el volumen) a 1.00 L de disolución que contiene 0.10 moles de Cl^- y 0.10 moles de PO_4^{3-}, calcule la concentración de iones Ag^+ (en mol/L) requeridos para iniciar: *a*) la precipitación de AgCl y *b*) la precipitación de Ag_3PO_4.

$Ag_3PO_4(s) \Leftrightarrow 3\ Ag^+(ac) + PO_4^{-3}(ac)$

$Kps = [Ag^+]^3[PO_4^{-3}]$

$[Ag^+]^3 = \frac{Kps}{[PO_4^{-3}]}$

$[Ag^+]^3 = \frac{1{,}8 \times 10^{-18}}{0{,}10}$

$[Ag^+] = 2{,}6 \times 10^{-6}$

Se requiere una $[Ag^+] > 2{,}6 \times 10^{-6}$ M

$AgCl(s) \leftrightarrow Ag^+(ac) + Cl^-(ac)$

$Kps = [Ag^+][Cl^-]$

$[Ag^+] = \frac{Kps}{[Cl^-]}$

$[Ag^+] = \frac{1{,}6 \times 10^{-10}}{0{,}10}$

$[Ag^+] = 1{,}6 \times 10^{-9}$

Se requiere una $[Ag^+] > 1{,}6 \times 10^{-9}$ M

A temperatura ambiente una disolución saturada de cloruro de plomo (II) contiene 1,004 g de la sal en 250 mL de disolución.

a) Calcula el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II).

b) Determina si se producirá precipitación al mezclar 10 cm^3 de disolución de cloruro de sodio 0,1 M con 30 cm^3 de disolución de nitrato de plomo (II) 0,01 M.

Masas atómicas: Cl = 35,5; Pb = 207,2.

A temperatura ambiente una disolución saturada de cloruro de plomo (II) contiene 1,004 g de la sal en 250 mL de disolución.

a) Calcula el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II).

b) Determina si se producirá precipitación al mezclar 10 cm^3 de disolución de cloruro de sodio 0,1 M con 30 cm^3 de disolución de nitrato de plomo (II) 0,01 M.

Masas atómicas: Cl = 35,5; Pb = 207,2.

$$PbCl_2(s) \leftrightarrow Pb^{+2}(ac) + 2Cl^-(ac)$$

I	0	0
c	s	2s
eq	0,014	0,028

$$\frac{1{,}004\ g\ PbCl_2}{250\ mL} * \frac{1\ mol\ PbCl_2}{278\ g\ PbCl_2} * \frac{1000 mL}{1L} = 0{,}014\ M\ PbCl_2$$

$$Kps = [Pb^{+2}][Cl^-]^2$$
$$Kps = [0{,}014]\ [0{,}028]^2$$
$$Kps = 1{,}09 \times 10^{-5}$$

$$10\ mL * \frac{0{,}1\ mol\ NaCl}{1000\ mL} = 1 \times 10^{-3}\ mol\ NaCl$$

$$\frac{1 \times 10^{-3}\ mol\ NaCl}{0{,}04\ L} = 0{,}025\ M$$

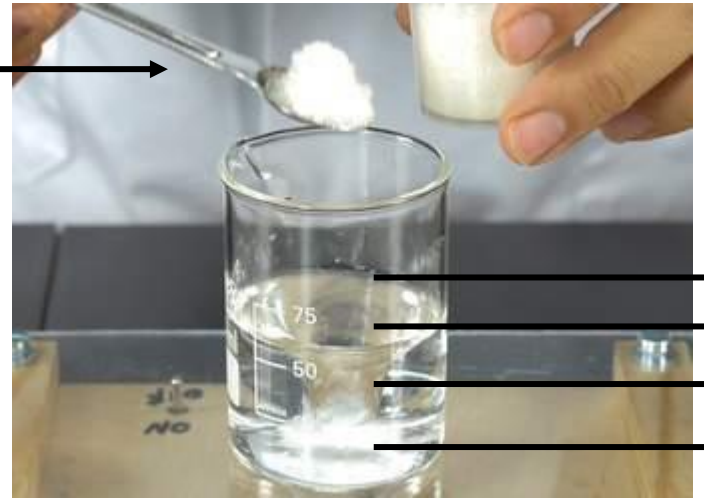
$$30\ mL * \frac{0{,}01\ mol\ Pb(NO_3)_2}{1000\ mL} = 3 \times 10^{-5}\ mol\ Pb(NO_3)_2$$

$$\frac{3 \times 10^{-5}\ mol\ Pb(NO_3)_2}{0{,}04\ L} = 7{,}5 \times 10^{-3}\ M$$

No precipita

$$= [Pb^{+2}][Cl^-]^2$$
$$= [7{,}5 \times 10^{-3}]\ [0{,}025]^2$$
$$= 4{,}68 \times 10^{-6}$$

Efecto del ion común en la solubilidad: causa una disminución de la solubilidad de la sal en la disolución.



$$AgCl\,(s) \overset{H_2O}{\leftrightarrow} Ag^+\,(ac) + Cl^-\,(ac)$$

$$AgNO3\,(s) \rightarrow Ag^+\,(ac) + NO_3^-\,(ac)$$

$$Q = [Ag^+][Cl^-] > kps$$

Cuando se añade $AgNO_3$ a una disolución saturada de AgCl, el incremento de $[Ag^+]$ hará que el producto iónico sea mayor que el producto de solubilidad.

Para restablecer el equilibrio, precipitará una parte de AgCl, como lo predice el principio de Le-Chatelier, hasta que el producto iónico vuelva a ser igual a kps.

Calcule la solubilidad de cloruro de plata (en g/L) en una disolución de Nitrato de plata 6,5 x 10^{-3} M

$$AgNO3\,(s) \rightarrow Ag^{+}\,(ac) + NO_3^{-}\,(ac)$$

6,5 x 10^{-3} M 6,5 x 10^{-3} M

$$AgCl\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}\,(ac) + Cl^{-}\,(ac)$$

		Ag^{+}	Cl^{-}
Inicio		6,5 x 10^{-3} M	0
Cambio	-s	s	s
Equilibrio		6,5 x 10^{-3} + s	s

6,5 x 10^{-3} + 2,5 x 10^{-8} 2,5 x 10^{-8}

6,5 x 10^{-3}

s es muy pequeña porque la kps es muy pequeña

$Kps = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

$Kps = [6,5 \times 10^{-3} + s]\,[s]$

$1,6 \times 10^{-10} = [6,5 \times 10^{-3}]\,[s]$

$S = 2,5 \times 10^{-8}$

$$\frac{2,5 \times 10^{-8}\ mol\ AgCl}{1L} * \frac{143,4\ g\ AgCl}{1\ mol\ AgCl} = 3,59 \times 10^{-6}\ g/L$$

Calcule la solubilidad en g/L de AgBr en a) agua pura b) NaBr 0,0010 M

Calcule la solubilidad en g/L de AgBr en a) agua pura b) NaBr 0,0010 M
Kps AgBr = $7,7 \times 10^{-13}$

$$AgBr\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}\,(ac) + Br^{-}\,(ac)$$

	0	0
	s	s

$Kps = [Ag^{+}][Br^{-}]$

$7,7 \times 10^{-13} = [s]\,[s]$

$7,7 \times 10^{-13} = s^{2}$

$S = 8,77 \times 10^{-7}$

$$8,77 \times 10^{-7}\ \frac{\text{mol AgBr}}{\text{L}} * \frac{187,77\text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}} = 1,65 \times 10^{-4}\ \text{g/L AgBr}$$

$$NaBr\,(s) \rightarrow Na^{+}\,(ac) + Br^{-}\,(ac)$$

0,0010 M **0,0010 M**

$Kps = [Ag^{+}][Br^{-}]$

$Kps = [s]\,[0,0010 + s]$

$7,7 \times 10^{-13} = [s]\,[0,0010]$

$\frac{7,7 \times 10^{-13}}{0,0010} = s$

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

$$AgBr\,(s) \leftrightarrow Ag^{+}\,(ac) + Br^{-}\,(ac)$$

Inicio		0	0,0010 M
Cambio	-s	s	s
Equilibrio		s	**0,0010 + s**

$$\frac{7,7 \times 10^{-10}\ \text{mol AgBr}}{\text{L}} * \frac{187,77\text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}} = 1,45 \times 10^{-7}\ \text{g/L AgBr}$$

Si se mezcla 150 mL de una disolución de 0,25 M nitrato de plomo (II) con 300 mL de una solución 0,50 M de yoduro de potasio. Determine los mg de yoduro de plomo (II) que se obtendrán

$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2(s) + 2\ KNO_3$

$$150\ ml\ s/n * \frac{0{,}25\ mol\ Pb(NO_3)_2}{1000\ ml\ s/n} = \frac{0{,}0375\ mol\ Pb(NO_3)_2}{0{,}45\ L\ s/n} = 0{,}083\ M\ Pb(NO_3)_2$$

$Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb^{+2} + 2NO_3^-$

0,083 M 0,083 M 0,166 M

$$300\ ml\ s/n * \frac{0{,}5\ mol\ KI}{1000\ ml\ s/n} = \frac{0{,}15\ mol\ KI}{0{,}45\ L\ s/n} = 0{,}33\ M\ KI$$

$KI \rightarrow K^+ + I^-$

0,33 M 0,33 M 0,33 M

$PbI_2(s) \rightarrow Pb^{+2} + 2I^-$

0,083 M 0,33 M

$Q = [Pb^{+2}]\ [I^-]^2$

$Q = [0{,}083]\ [0{,}33]^2$

$Q = 9{,}039 \times 10^{-3}$

$9{,}039 \times 10^{-3} > 7{,}1 \times 10^{-9}$ precipita

Si se mezcla 150 mL de una disolución de 0,25 M nitrato de plomo (II) con 300 mL de una solución 0,50 M de yoduro de potasio. Determine los mg de yoduro de plomo (II) que se obtendrán

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \longrightarrow PbI_2(s) + 2\,KNO_3$$

$$150\ ml\ s/n * \frac{0{,}25\ mol\ Pb(NO_3)_2}{1000\ ml\ s/n} * \frac{1\ mol\ PbI_2}{1\ mol\ Pb(NO_3)_2} = 0{,}0375\ mol\ PbI_2$$

$$300\ ml\ s/n * \frac{0{,}50\ mol\ KI}{1000\ ml\ s/n} * \frac{1\ mol\ PbI_2}{2\ mol\ KI} = 0{,}075\ mol\ PbI_2$$

$$0{,}0375\ mol\ PbI_2 * \frac{461{,}01\ g\ PbI_2}{1\ mol\ PbI_2} * \frac{1000\ mg\ PbI_2}{1\ g\ PbI_2} = 17287{,}88\ mg\ PbI_2$$



GRACIAS

Línea de atención al ciudadano: 018000 910270
Línea de atención al empresario: 018000 910682



@SENAcomunica

www.sena.edu.co