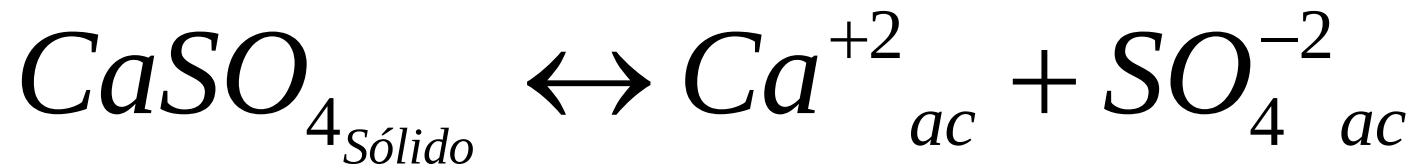


Equilibrio de compuestos poco solubles



$$Kps = [Ca^{+2}] * [SO_4^{-2}] = 9,1 * 10^{-6}; a\ 25^{\circ}C$$

TABLE 18.1 Several Solubility Product Constants at 25 °C^a

Solute	Solubility Equilibrium	K_{sp}
Aluminum hydroxide	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	1.3×10^{-33}
Barium carbonate	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	5.1×10^{-9}
Barium sulfate	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	1.1×10^{-10}
Calcium carbonate	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	2.8×10^{-9}
Calcium fluoride	$\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	5.3×10^{-9}
Calcium sulfate	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	9.1×10^{-6}
Chromium(III) hydroxide	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	6.3×10^{-31}
Iron(III) hydroxide	$\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	4×10^{-38}
Lead(II) chloride	$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.6×10^{-5}
Lead(II) chromate	$\text{PbCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	2.8×10^{-13}
Lead(II) iodide	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$	7.1×10^{-9}
Magnesium carbonate	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	3.5×10^{-8}
Magnesium fluoride	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	3.7×10^{-8}
Magnesium hydroxide	$\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	1.8×10^{-11}
Magnesium phosphate	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	1×10^{-25}
Mercury(I) chloride	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.3×10^{-18}
Silver bromide	$\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$	5.0×10^{-13}
Silver carbonate	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	8.5×10^{-12}
Silver chloride	$\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	1.8×10^{-10}
Silver chromate	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	1.1×10^{-12}
Silver iodide	$\text{AgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$	8.5×10^{-17}
Strontium carbonate	$\text{SrCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	1.1×10^{-10}
Strontium sulfate	$\text{SrSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	3.2×10^{-7}

^aA more extensive listing of K_{sp} values is given in Appendix D.

Solubilidad molar



$$Kps = [Pb^{+2}] * [I^{-}]^2 = 7,1 * 10^{-9}$$

$$S * (2S)^2 = 7,1 * 10^{-9}$$

$$4S^3 = 7,1 * 10^{-9}, \text{ tiene tres soluciones}$$

$$- .6053912275e - 3 - .1048568364e - 2 * I$$

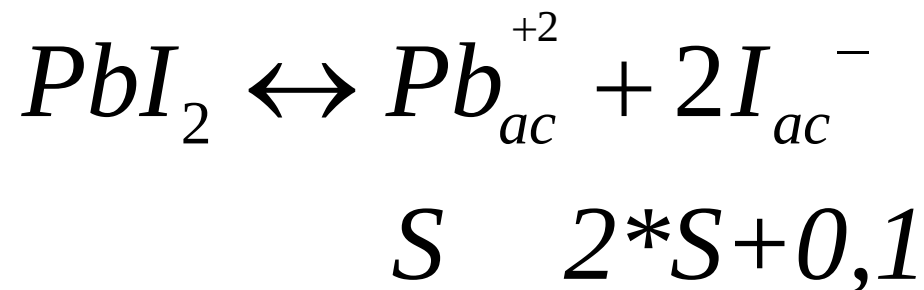
$$- .6053912275e - 3 + .1048568364e - 2 * I$$

$$.1210782455e - 2$$

*La solubilidad molar del PbI_2 es $= 1,2 * 10^{-3}$*

Solubilidad molar

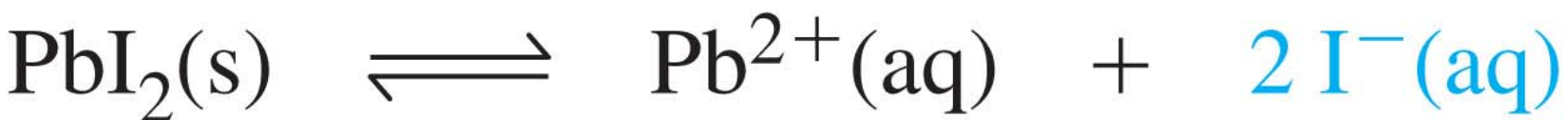
¿Cuál es la solubilidad molar del PbI_2 en disolución acuosa de KI 0,10 mol/L?



$$K_{ps} = S * (2*S + 0,1)^2 = 7,1 * 10^{-9}$$

$$S * (0,1)^2 = 7,1 * 10^{-9}$$

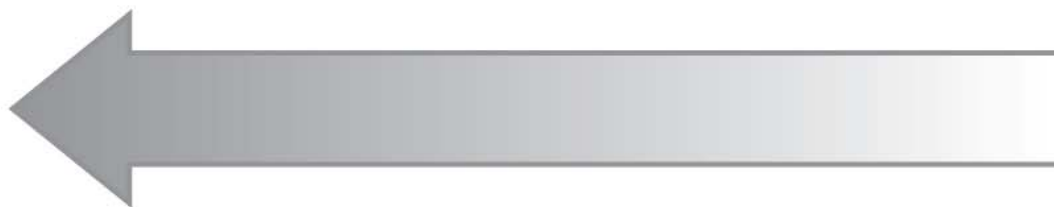
$$S = 7,1 * 10^{-7} \text{ mol/L}$$



Added I^{-}



The equilibrium shifts to form more $\text{PbI}_2(\text{s})$.



Criterios para la precipitación

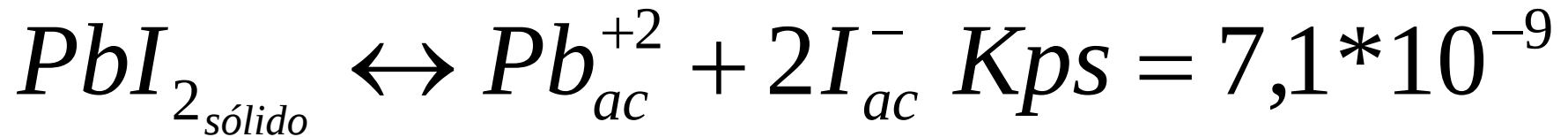
$Q_{ps} > K_{ps} \Rightarrow$ *hay precipitación*

$Q_{ps} < K_{ps} \Rightarrow$ *no hay precipitación*

$Q_{ps} = K_{ps} \Rightarrow$ *la solución está saturada en sus iones*

Criterios para la precipitación

Se añaden tres gotas de KI 0,20 mol/L a 100 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,01mol/L. Se formará el precipitado PbI_2 . (suponga 1gota =0,05mL).



Precipitación completa

La concentración del Mg^{+2} en el agua de mar es aproximadamente 0,050 mol/L. Si se trata una muestra de agua de mar de forma que la $[\text{OH}^-]$ se mantiene a $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. ¿Se puede decir que la precipitación fue completa?

Dato.- $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,8 \cdot 10^{-11}$

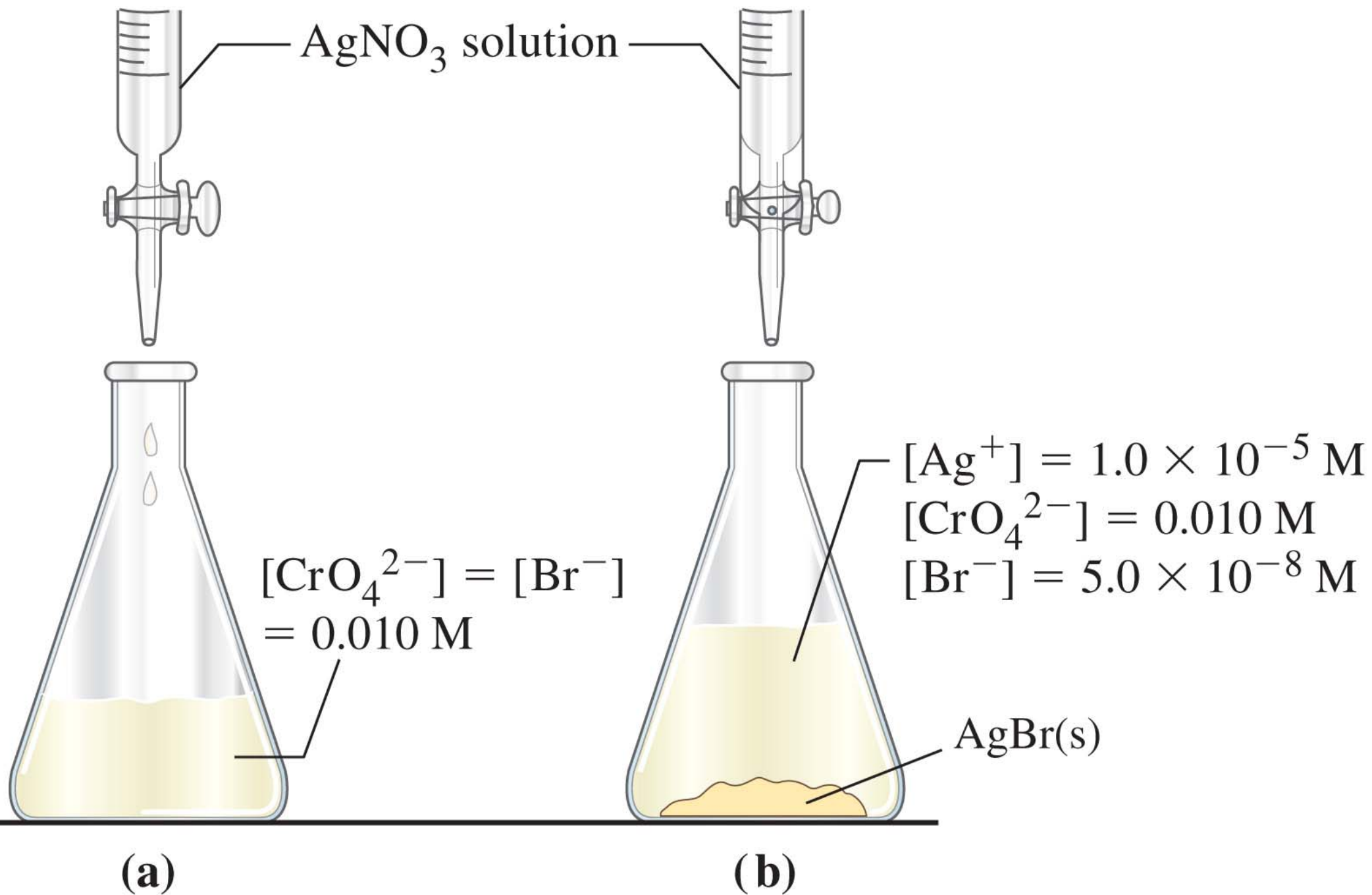
La precipitación es completa si la concentración del ion es menor al 0,1% de lo inicial.

Precipitación fraccionada

Se añade lentamente disolución AgNO_3 a una disolución que contiene $[\text{CrO}_4^{=}] = 0,01 \text{ mol/L}$ y $[\text{Br}^-] = 0,01 \text{ mol/L}$. Demuestre:

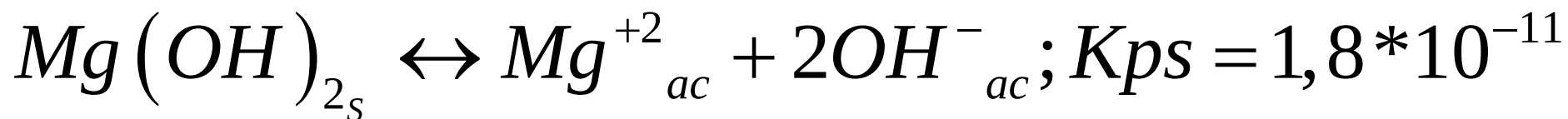
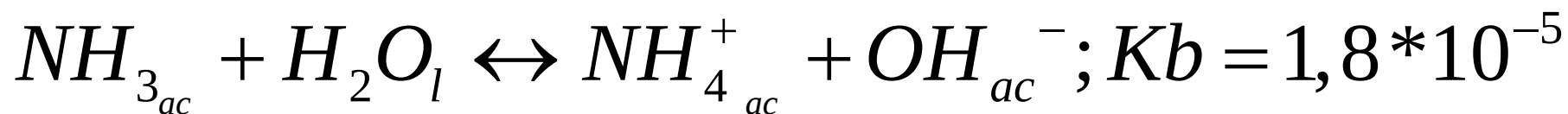
- El AgBr precipitará antes que $\text{Ag}_2 \text{CrO}_4$
- Cuando comienza a precipitar $\text{Ag}_2 \text{CrO}_4$ el cuál es la $[\text{Br}^-]$ que queda en la disolución.
- Es factible la separación completa de $\text{CrO}_4^{=}$ y Br^- por precipitación fraccionada

Datos: $K_{ps} \text{Ag}_2 \text{CrO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-12}$
 $K_{ps} \text{AgBr} = 5,0 \cdot 10^{-13}$



Efecto del pH en precipitación

Precipitará el $Mg(OH)_2$ en una disolución que es 0,01 mol/L en $MgCl_2$ y además 0,1 mol/L en NH_3 ?



Equilibrios y iones complejos

Un ion complejo es anión o catión poliatómico compuesto por un ion metálico central al que se unen otros grupos (moléculas o iones) denominados ligandos.

Los compuestos de coordinación son sustancias que contienen iones complejos.

A coordination compound,



Complex cation

Anions



Central
ion

Ligands

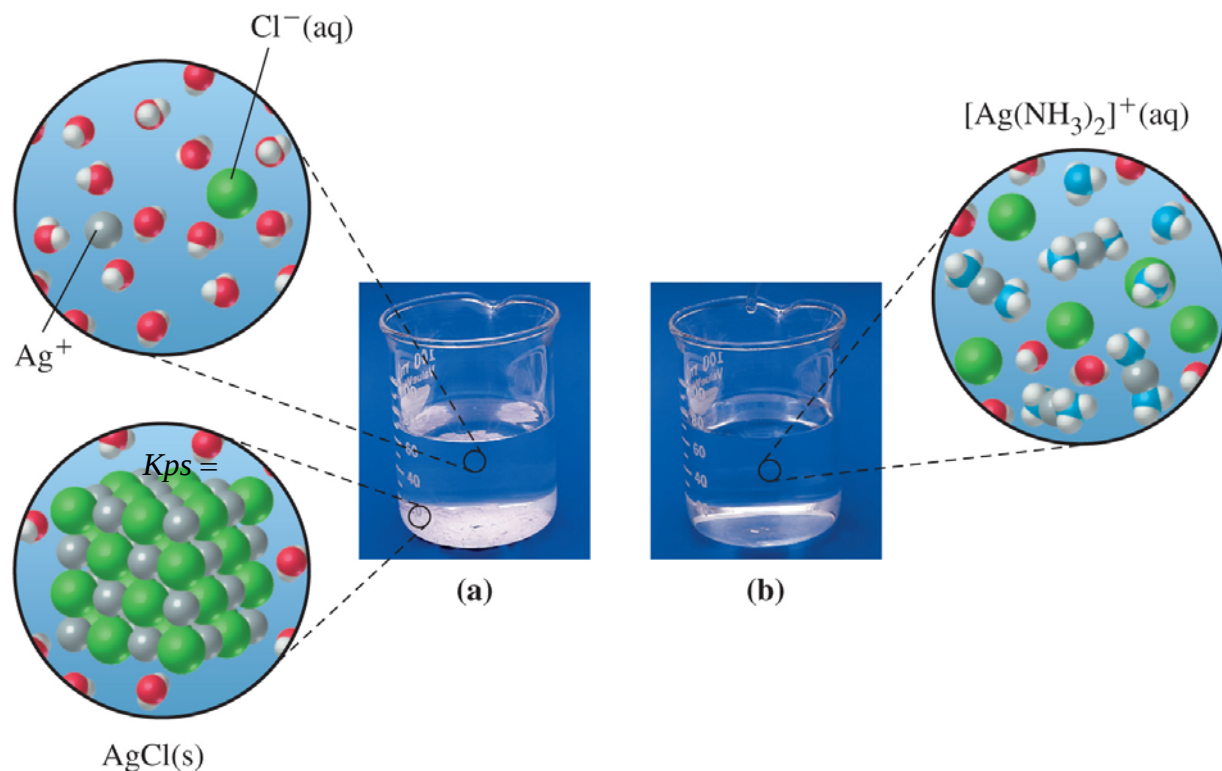
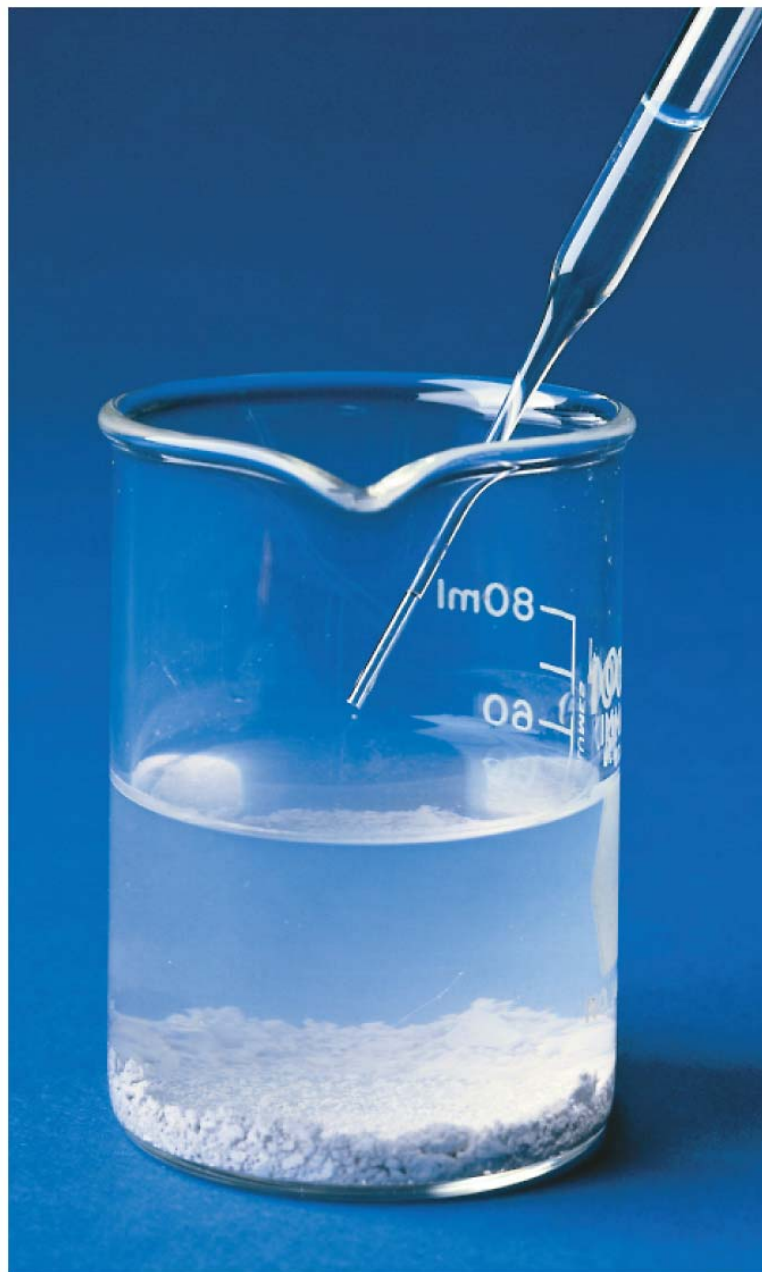
TABLE 18.2 Formation Constants for Some Complex Ions^a

Complex Ion	Equilibrium Reaction ^b	K_f
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	4.5×10^{33}
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	1.1×10^{13}
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$\text{Fe}^{2+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	1×10^{37}
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$\text{Fe}^{3+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	1×10^{42}
$[\text{PbCl}_3]^-$	$\text{Pb}^{2+} + 3 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{PbCl}_3]^-$	2.4×10^1
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	1.6×10^7
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	5.6×10^{18}
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	1.7×10^{13}
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	4.1×10^8
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	1×10^{18}
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	4.6×10^{17}

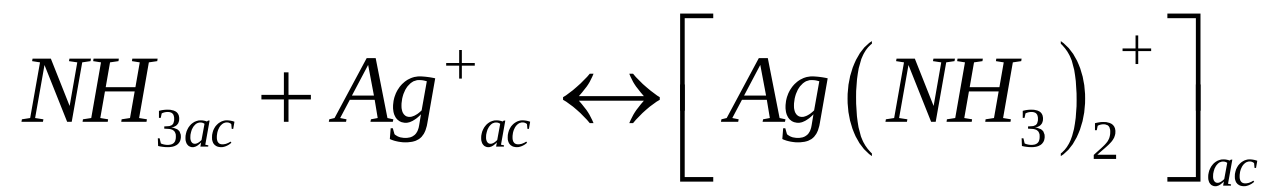
^aA more extensive tabulation is given in Appendix D.

^bTabulated here are *overall* formation reactions and the corresponding *overall* formation constants. In Section 25-7, we describe the formation of complex ions in a *stepwise* fashion and introduce formation constants for individual steps.

Equilibrio y iones complejos



Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



$$K_f = 1.6 \times 10^7$$

Ion pair

