



Guía de Ejercicios 3

Equilibrio de Solubilidad y Iones complejos

Debes recordar los siguientes tips para desarrollar los ejercicios exitosamente:

- ✓ Lee completamente el encabezado del ejercicio que se plantea.
- ✓ La ecuación siempre debe estar equilibrada, y todas las especies deben tener su correspondiente estado de agregación.
- ✓ Ten precaución al disociar las especies.
- ✓ Cuida escribir de forma correcta la expresión de K_{ps} .
- ✓ Procura realizar el balance de las ecuaciones químicas.

Errores comunes

- ✓ Mala comprensión lectora.
- ✓ Utilizar mal la calculadora.
- ✓ No balancear la ecuación. Esto trae como consecuencia una mala expresión de K_{ps} y de formación de complejos.
- ✓ No disociar bien las especies. Esto trae como consecuencia una mala expresión de K_{ps} .
- ✓ Al calcular solubilidad, comparar especies con estequiometrías distintas.
- ✓ Utilizar K_f , cuando se trata de una disociación.
- ✓ Utilizar K_d , cuando se trata de una formación.

TABLA 1: Productos de solubilidad de algunos compuestos iónicos poco solubles a 25°C.

Compuesto	K_{ps}	Compuesto	K_{ps}
Bromuro de cobre (I) (CuBr)	4.2×10^{-8}	Hidróxido de hierro (III) [Fe(OH) ₃]	1.1×10^{-36}
Bromuro de plata (AgBr)	7.7×10^{-13}	Hidróxido de magnesio [Mg(OH) ₂]	1.2×10^{-11}
Carbonato de bario (BaCO ₃)	8.1×10^{-9}	Hidróxido de zinc [Zn(OH) ₂]	1.8×10^{-14}
Carbonato de calcio (CaCO ₃)	8.7×10^{-9}	Sulfato de bario (BaSO ₄)	1.1×10^{-11}
Carbonato de estroncio (SrCO ₃)	1.6×10^{-9}	Sulfato de estroncio (SrSO ₄)	3.8×10^{-7}
Carbonato de magnesio (MgCO ₃)	4.0×10^{-5}	Sulfato de plata (Ag ₂ SO ₄)	1.4×10^{-5}
Carbonato de plata (Ag ₂ CO ₃)	8.1×10^{-12}	Sulfuro de bismuto (Bi ₂ S ₃)	1.6×10^{-96}
Carbonato de plomo (II) (PbCO ₃)	3.3×10^{-14}	Sulfuro de cadmio (CdS)	8.0×10^{-28}
Cloruro de mercurio (I) (Hg ₂ Cl ₂)	3.5×10^{-18}	Sulfuro de cobalto (II) (CoS)	4.0×10^{-21}
Cloruro de plata (AgCl)	1.6×10^{-10}	Sulfuro de cobre (II) (CuS)	6.0×10^{-37}
Cloruro de plomo (II) (PbCl ₂)	2.4×10^{-4}	Sulfuro de estaño (II) (SnS)	1.0×10^{-36}
Cromato de plomo (II) (PbCrO ₄)	2.0×10^{-14}	Sulfuro de hierro (II) (FeS)	6.0×10^{-19}
Fluoruro de bario (BaF ₂)	1.7×10^{-6}	Sulfuro de manganeso (II) (MnS)	3.0×10^{-14}
Fluoruro de calcio (CaF ₂)	4.0×10^{-11}	Sulfuro de mercurio (II) (HgS)	4.0×10^{-34}
Fluoruro de plomo (II) (PbF ₂)	4.1×10^{-8}	Sulfuro de níquel (II) (NiS)	1.4×10^{-24}
Fosfato de calcio [Ca ₃ (PO ₄) ₂]	1.2×10^{-26}	Sulfuro de plata (Ag ₂ S)	6.0×10^{-51}
Hidróxido de aluminio [Al(OH) ₃]	1.8×10^{-33}	Sulfuro de plomo (II) (PbS)	3.4×10^{-28}
Hidróxido de calcio [Ca(OH) ₂]	8.0×10^{-6}	Sulfuro de zinc (ZnS)	3.0×10^{-23}
Hidróxido de cobre (II) [Cu(OH) ₂]	2.2×10^{-20}	Yoduro de cobre (I) (CuI)	5.1×10^{-12}
Hidróxido de cromo (III) [Cr(OH) ₃]	3.0×10^{-29}	Yoduro de plata (AgI)	8.3×10^{-17}
Hidróxido de hierro (II) [Fe(OH) ₂]	1.6×10^{-14}	Yoduro de plomo (II) (PbI ₂)	1.4×10^{-8}

TABLA 2: Constantes de formación de algunos iones complejos en agua a 25°C.

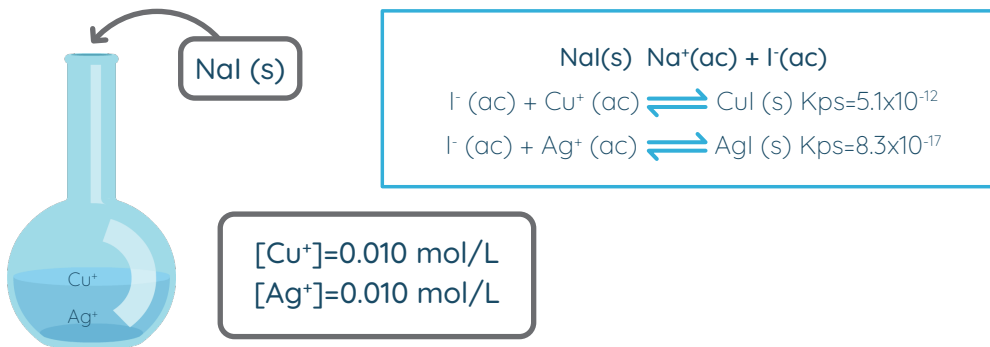
Ion Complejo		Expresión de Equilibrio y Constante de Formación		
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	+ Ag^+	$2 \text{ NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$		1.5×10^2
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	+ Ag^+	$2 \text{ CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$		1.0×10^{21}
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	+ Cu^{2+}	$4 \text{ CN}^- \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$		1.0×10^{25}
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	+ Cu^{2+}	$4 \text{ NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$		5.0×10^{13}
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	+ Cd^{2+}	$4 \text{ CN}^- \rightleftharpoons [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$		7.1×10^{16}
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	+ Cd^{2+}	$4 \text{ I}^- \rightleftharpoons [\text{CdI}_4]^{2-}$		2.0×10^6
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	+ Hg^{2+}	$4 \text{ Cl}^- \rightleftharpoons [\text{HgCl}_4]^{2-}$		1.7×10^{16}
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	+ Hg^{2+}	$4 \text{ I}^- \rightleftharpoons [\text{HgI}_4]^{2-}$		2.0×10^{10}
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	+ Hg^{2+}	$4 \text{ CN}^- \rightleftharpoons [\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$		2.5×10^{41}
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	+ Co^{3+}	$6 \text{ NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$		5.0×10^{31}
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	+ Zn^{2+}	$4 \text{ NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$		2.9×10^9

Cómo desarrollar un ejercicio tipo

Se añade lentamente NaI a una disolución que es 0.010 mol/L en Cu^+ y 0.010 mol/L en Ag^+ .

- ¿Cuál compuesto empezará a precipitar primero?
- Calcule la $[\text{Ag}^+]$ en el momento justo en el que el CuI comience a precipitar.
- ¿Cuál es el porcentaje de Ag^+ remanente en la solución, en este punto?

El primer paso para desarrollar este ejercicio es tener claridad de lo que indica el enunciado, y para esto te recomendamos que dibujes la disolución como se muestra a continuación y expresas las ecuaciones químicas correspondientes al proceso:



a) Para resolver la parte “a” de este ejercicio, es decir determinar cuál de los dos compuestos precipitará ($\downarrow\downarrow$) primero, debemos observar atentamente el valor de los K_{ps} de cada uno. Ya que, el que posea el menor K_{ps} será el que $\downarrow\downarrow$ primero. Esto lo podemos hacer porque la estequiometría es la misma.

De acuerdo con lo anterior, observamos que el K_{ps} del AgI es menor que el K_{ps} del CuI por lo tanto, este será el que $\downarrow\downarrow$ primero.

b) La segunda parte del ejercicio nos pide determinar la concentración de Ag^+ en el momento justo en el que el CuI comience a $\downarrow\downarrow$. Entonces para poder determinar esto, debemos saber, cuanto I^- debo agregar para formar el compuesto más soluble



Entonces debemos calcular la concentración de I^- que se necesitan para que comience la $\downarrow\downarrow$ del $CuI(s)$ de la siguiente manera:

$$K_{ps} = [Cu^+][I^-] \rightarrow [I^-] = \frac{K_{ps}}{[Cu^+]}$$

$$\therefore [I^-] = \frac{5.1 \times 10^{-12}}{0.010 \text{ mol/L}} = 5.1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Concentración de I^- necesaria para comenzar a $\downarrow\downarrow$ CuI

Ahora que tenemos la concentración de I^- , podemos determinar cuanta concentración de Ag^+ queda antes de que comience a $\downarrow\downarrow$ CuI , a partir de los siguientes cálculos

$$K_{ps} = [I^-][Ag^+] \rightarrow [Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[I^-]}$$

$$\therefore [I^-] = \frac{8.3 \times 10^{-17}}{5.1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}} = 1.6 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Concentración de Ag^+ que queda antes de que CuI comience a $\downarrow\downarrow$

c) En la última parte del ejercicio, nos piden que determinemos cuál es el porcentaje de Ag^+ que queda sin reaccionar. Para conocer este porcentaje debemos realizar los siguientes cálculos:

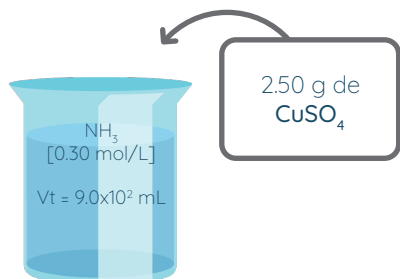
$$\%[Ag^+] = \frac{[Ag^+] \text{ que queda sin } \downarrow\downarrow}{[Ag^+] \text{ Original}} \times 100\%$$

$$\therefore \%Ag^+ = \frac{1.6 \times 10^{-7} \text{ mol/L}}{0.010 \text{ mol/L}} \times 100\% = 1.6 \times 10^{-3}\%$$

Entonces, la cantidad de Ag^+ remanente en la disolución es de $1.6 \times 10^{-3} \%$

Si 2.50 g de CuSO_4 se disuelven en 9.0×10^2 mL de NH_3 0.30 mol/L, ¿cuáles son las concentraciones de Cu^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ y NH_3 en el equilibrio?

El primer paso para desarrollar este ejercicio es tener claridad de lo que indica el enunciado, y para esto te recomendamos que dibujes la disolución como se muestra a continuación:



A partir de los datos que te entregan en el enunciado es posible determinar los mol de NH_3 de la siguiente manera:

Paso 1 : Determinar los mol de CuSO_4

$$n_{\text{CuSO}_4} = \frac{2.50 \text{ g}}{159 \text{ g/mol}} = 0.0157 \text{ mol de CuSO}_4$$

Paso 2: Hacer la conversión de unidad para el volumen

$$V = 9.0 \times 10^2 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.90 \text{ L}$$

Paso 3: Calcular los mol de NH_3

$$n = [] \times V \rightarrow n = 0.30 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.90 \text{ L} = 0.27 \text{ mol de NH}_3$$

Para seguir con el desarrollo del ejercicio es importante considerar que el CuSO_4 es un electrolito fuerte y que, por lo tanto, este se disociará completamente en disolución acuosa como se muestra a continuación

	$\text{CuSO}_4 (\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$		$\text{Cu}^{+2} (\text{ac})$	$+$	$\text{SO}_4^{-2} (\text{ac})$
i)mol	0.0157	----	0		0
rx)mol	-0.0157	----	+0.0157		+0.0157
Eq)mol	0	----	0.0157		0.0157

Con los mol obtenidos en la tabla anterior, es posible determinar los mol del $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ de la siguiente manera:

	$\text{Cu}^{+2} (\text{ac})$	$+$	$4\text{NH}_3 (\text{ac}) \rightleftharpoons$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2} (\text{ac})$
i)mol	0.0157 RL		0.27	0
rx)mol	-0.0157		-4(0.0157)	+0.0157
Eq)mol	0		0.21	0.0157

Según lo expuesto en la tabla anterior, podemos observar que en el equilibrio no quedan mol de Cu^{2+} , esto quiere decir que todo el Cu^{2+} proviene de la disociación del complejo. Por lo tanto, tenemos lo siguiente:

	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{ac}) \rightleftharpoons$	$\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$	$+ 4\text{NH}_3(\text{ac})$
i)mol	0.0157	0	0
rx)mol	-X	-X	+4X
Eq)mol	0.0157-X	X	0.21+4X

Lo último que debemos hacer para determinar el valor de la concentración de Cu^{2+} es determinar el valor de X, y para esto es necesario obtener previamente el valor de la constante de disociación de la siguiente manera:

$$K_d = \frac{1}{K_f} \rightarrow K_d = \frac{1}{5.0 \times 10^{13}} = 2.0 \times 10^{-14}$$

$$\therefore 2.0 \times 10^{-14} = \frac{X(0.21 + 4X)^4}{0.0157 - X}$$

Despreciamos el valor de X, asumiendo que su valor es muy pequeño

$$2.0 \times 10^{-14} = \frac{1.9 \times 10^{-3}X}{0.0157}$$

$$X = 1.7 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Para finalizar nuestro ejercicio y según todos los cálculos realizados en el desarrollo de este, es posible decir que la concentración de Cu^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ y NH_3 en el equilibrio son $1.7 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$, 0.0157 mol/L y 0.21 mol/L respectivamente

Ejercicios propuestos

1. Escriba las ecuaciones balanceadas y las expresiones del producto de solubilidad para los equilibrios de solubilidad de los siguientes compuestos:

- a) CuBr
- b) ZnC_2O_4
- c) Ag_2CrO_4
- d) Hg_2Cl_2
- e) AuCl_3
- f) $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$

2. ¿Cuál es la concentración de los iones en las siguientes disolución saturadas?

- a) $[\text{I}^-]$ en una disolución de AgI con $[\text{Ag}^+] = 9.1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$.
- b) $[\text{Al}^{3+}]$ en una disolución de $\text{Al}(\text{OH})_3$ con $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$.

3. El cloruro de plata tiene una K_{ps} mayor que la del carbonato de plata ¿Esto significa que el AgCl también tiene una solubilidad molar mayor que la del Ag_2CO_3 ? Fundamente su respuesta.

4. La solubilidad molar de un compuesto iónico MX ($M = 346 \text{ g/mol}$) es $4.63 \times 10^{-3} \text{ g/L}$. ¿Cuál es la K_{ps} del compuesto?

5. Con los datos de solubilidad que se dan en la tabla 1, calcule los productos de solubilidad de los siguientes compuestos:

- a) SrF_2 , $7.3 \times 10^{-2} \text{ g/L}$.
- b) Ag_3PO_4 , $6.7 \times 10^{-3} \text{ g/L}$.

6. ¿Cuál es el K_{ps} de MnCO_3 , si su solubilidad molar es $4.2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$.

7. Si se añaden 20.0 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0.10 mol/L a 50.0 mL de Na_2CO_3 0.10 mol/L, ¿precipitará el BaCO_3 ?

8. ¿Cuál es la solubilidad molar del $\text{Fe}(\text{OH})_2$ a: a) $\text{pH} = 8.00$ y b) $\text{pH} = 10.00$?

9. Explique, por medio de ecuaciones iónicas balanceadas, por qué:

- a) CuI_2 se disuelve en una disolución de NH_3 .
- b) AgBr se disuelve en una disolución de NaCN .
- c) HgCl_2 se disuelve en una disolución de KCl .

10. ¿Cuál es la solubilidad, en mol/L y en g/L, del fosfato de plata en agua? Dato: $K_{ps} = 1.8 \times 10^{-18}$

11. Ordene de menor a mayor la solubilidad molar, en agua, de las siguientes especies:

- a) Fosfato de Calcio ($K_{ps} = 2.0 \times 10^{-29}$)
- b) Sulfato de Calcio ($K_{ps} = 9.1 \times 10^{-6}$)
- c) Hidróxido de Cromo (II) ($K_{ps} = 2.0 \times 10^{-16}$)
- d) Fluoruro de Escandio (III) ($K_{ps} = 4.2 \times 10^{-18}$)

12. ¿Cuál es la solubilidad, en mol/L, del $PbCl_2$ en una disolución de NaCl 0.50 mol/L?
Dato: $K_{ps}(PbCl_2) = 2.4 \times 10^{-4}$

13. Una disolución contiene ion Cl^- de concentración 0.10 mol/L y ion PO_4^{3-} de concentración 0.10 mol/L. A esta disolución se añade lentamente ion Ag^+ sin alterar su volumen. ¿Qué concentración de Ag^+ se necesita para iniciar la precipitación de $AgCl$ y de Ag_3PO_4 ? Datos: $K_{ps}(AgCl) = 1.6 \times 10^{-10}$; $K_{ps}(Ag_3PO_4) = 1.8 \times 10^{-18}$

14. Para el ion complejo $[Cr(C_2O_4)_2(H_2O)_2]^-$:

- a) El número de oxidación del cromo es _____
- b) El número de coordinación del cromo es _____
- c) _____ es un ligando bidentado.

15. Indique el número de coordinación del metal de transición en cada uno de las siguientes especies:

- a) $[Au(CN)_4]^-$
- b) $[Co(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$
- c) $[Au(en)_2]Cl_3$
- d) $[Cr(en)_2(C_2O_4)]^+$

16. ¿Cuál es el número de oxidación del metal de transición en cada uno de los siguientes especies.

- a) $K_2[Ni(CN)_4]$
- b) $[Mo(en)_3]^{3+}$
- c) $Cr(C_2O_4)_3^{3-}$
- d) $[Co(NH_3)_5(NO_2)]Cl_2$

17. Considere el ion complejo $[Cr(NH_3)_2Cl_2(C_2O_4)]^-$.

- a) ¿Cuál es el número de oxidación del átomo metálico?
- b) ¿Cuál es el número de coordinación del metal central?
- c) ¿Cuál es la carga del ion complejo, si todos los ligandos fueran iones cloruro?



18. A una disolución 0.015 mol/L de nitrato de plata, AgNO_3 , se le agregó una cantidad suficiente de cianuro de sodio, NaCN , para dar una disolución con una concentración inicial de ion cianuro, CN^- , de 0.100 mol/L. ¿Cuál es la concentración del ion plata, Ag^+ , en esta solución después de formado el complejo $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$? Dato: $K_f([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 5.6 \times 10^{18}$

19. Aunque el cloruro de plata es insoluble en agua, se solubiliza rápidamente al agregar amoníaco:



a) ¿Cuál es la constante de equilibrio para el proceso de disolución?

b) A una disolución que contiene un exceso de AgCl(s) se le agrega amoníaco. El volumen final es de 1.00 L y la concentración de NH_3 en el equilibrio es de 0.80 mol/L. ¿Cuál es el número de mol de AgCl disueltos, la concentración mol/L del complejo y el número de moles de NH_3 grados a la solución original?

Respuestas de los ejercicios propuestos

1.

- a) $\text{CuBr(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}^+(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Cu}^+][\text{Br}^-]$
b) $\text{ZnC}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$
c) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$
d) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Hg}_2^{2+}][\text{Cl}^-]^2$
e) $\text{AuCl}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Au}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{Cl}^-(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Au}^{3+}][\text{Cl}^-]^3$
f) $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3\text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{ac})$; $K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$

2. a) 9.1×10^{-9} mol/L; b) 7.4×10^{-8} mol/L

3. No, porque la solubilidad también depende de la estequiometría; $\text{AgCl} = 1.3 \times 10^{-5}$ mol/L; $\text{Ag}_2\text{CO}_3 = 1.3 \times 10^{-4}$ mol/L

4. 1.79×10^{-10}

5. a) 7.9×10^{-10} ; b) 1.8×10^{-18}

6. 1.8×10^{-11}

7. Sí precipita

8. a) 0.016 mol/L; b) 1.6×10^{-6} mol/L

9.

- a) $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 4\text{NH}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{ac})$
b) $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{CN}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}(\text{ac})$
c) $\text{Hg}^{2+}(\text{ac}) + 4\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons [\text{HgCl}_4]^{2-}(\text{ac})$

10. 1.61×10^{-5} mol/L; 6.47×10^{-3} g/L

11. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 < \text{Cr}(\text{OH})_2 < \text{ScF}_3 < \text{CaSO}_4$

12. 9.6×10^{-4} mol/L

13. Para que precipite el $\text{AgCl} = [\text{Ag}^+] > 1.6 \times 10^{-6}$ mol/L

Para que precipite el $\text{Ag}_3\text{PO}_4 = [\text{Ag}^+] > 2.6 \times 10^{-6}$ mol/L

14. +3; b) 6; c) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

15. a) 4; b) 6; c) 4; d) 6

16. a) +2; b) +3; c) +3; d) +2

17. a) +3; b) 6; c) -3

18. 5.5×10^{-19} mol/L

19. a) 2.4×10^{-8} ; b) 1.2×10^{-4} mol AgCl , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 1.2 \times 10^{-4}$ mol/L, 0.80 mol