QUÍMICA 2º BACHILLERATO

HOJA Nº 16

SOLUCIONES

EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN

1.-/ **a)** $CuBr\ (s) \rightleftharpoons CuBr\ (dis) \rightleftharpoons Cu^{+}\ (dis) + Br^{-}\ (dis)$

$Ba(IO_3)_2\ (s) \rightleftharpoons Ba(IO_3)_2\ (aq) \rightleftharpoons Ba^{2+}\ (aq) + \mathbf{2}\ IO_3^{-}(aq)$

$Fe(OH)_3\ (s) \rightleftharpoons Fe(OH)_3\ (ac) \rightleftharpoons Fe^{3+}\ (ac) + \mathbf{3}\ OH^{-}(ac)$

b) $K_s\ (CuBr) = [Cu^{+}]\cdot[Br^{-}] = s^2$

$K_s\ (Ba(IO_3)_2) = [Ba^{2+}]\cdot[IO_3^{-}]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3$

$K_s\ (Fe(OH)_3) = [Fe^{3+}]\cdot[OH^{-}]^3 = s\cdot(3s)^3 = 27s^4$

c) $s\ (CuBr) = \sqrt{K_s}$; $s\ (Ba(IO_3)_2) = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$; $s\ (Fe(OH)_3) = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$

2.-/ $K_s = 1{,}7\cdot10^{-10}$

3.-/ $K_s = 1{,}57\cdot10^{-8}$

4.-/ $K_s = 1{,}3\cdot10^{-8}$

5.-/ $s = 1{,}44\cdot10^{-4}$ M

6.-/ **a)** $3{,}97\cdot10^{-5}$ M **b)** 0,022 g/L

7.-/ **a)** Disminuye la solubilidad. **b)** Permanece inalterable. **c)** Disminuye la solubilidad.

8.-/ **a) Precipita** el AgCl: $[Ag^{+}]_{actual}\cdot[Cl^{-}]_{actual} > K_s$

b) No precipita el PbI_2: $[Pb^{2+}]_{actual}\cdot[I^{-}]^2_{actual} < K_s$

c) Precipita el Bi_2S_3: $[Bi^{3+}]^2_{actual}\cdot[S^{2-}]^3_{actual} > K_s$

9.-/ **a)** $2{,}77\cdot10^{-6}$ M **b)** 1,16 mg/L

10.-/ $[Cl^{-}] = 4{,}5\cdot10^{-8}$ M

11.-/ $K_s = 6{,}15\cdot10^{-5}$

12.-/ 69,9 mL

13.-/ **a)** Falsa **b)** Falsa **c)** Verdadera

14.-/ $K_s = 1{,}56\cdot10^{-18}$

15.-/ **a)** Verdadera **b)** Falsa **c)** Falsa

16.-/ $s = 9{,}93\cdot10^{-4}$ g/L

17.-/ $K_s = 4{,}9\cdot10^{-9}$

18.-/ **a)** Verdadera **b)** Verdadera **c)** Verdadera

19.-/ **pH** = 10,6

20.-/ **a)** $s = 1{,}286\cdot10^{-4}$ M **b)** $K_s = 8{,}5\cdot10^{-12}$

21.-/ **a)** $6{,}93\cdot10^{-5}$ M **b)** 6,93 mg de $CaCO_3$

22.-/ $K_s = 2{,}81\cdot10^{-13}$

23.-/ **a)** $K_s = 2{,}49\cdot10^{-8}$ **b)** $K_s = 1{,}01\cdot10^{-22}$

24.-/ $K_s = 3{,}6\cdot10^{-8}$

25.-/ **a)** $K_s = 1{,}8\cdot10^{-11}$ **b)** **s'** $= 6{,}7\cdot10^{-6}$ M

26.-/ **a)** **s** $= 1{,}26\cdot10^{-5}$ M **b)** **s'** $= 1{,}6\cdot10^{-9}$ M **c)** Retirar iones formados

27.-/ **s'** $= 3{,}28\cdot10^{-3}$ g/L

28.-/ **a)** $[Ca^{2+}] = 1{,}1\cdot10^{-3}$ M; $[F^-] = 2{,}2\cdot10^{-3}$ M **b)** $K_s = 5{,}32\cdot10^{-9}$

29.-/ **a)** **s** $= 6{,}5\cdot10^{-5}$ M **b)** 21,6 mg/L

30.-/ **a)** **s'** $= 1{,}0\cdot10^{-10}$ M $= 3{,}32\cdot10^{-8}$ g/L

31.-/ **a)** $[Co^{2+}] = 1{,}5\cdot10^{-5}$ M **b)** $K_s = 1{,}35\cdot10^{-14}$

32.-/ **s** $= 6{,}95\cdot10^{-10}$ M

33.-/ $[Pb^{2+}] = 10^{-5}$ M

34.-/ **a)** **s** $= 3\cdot10^{-3}$ M **b)** **s'** $= 1{,}82\cdot10^{-5}$ M

35.-/ **a)** **s** $= 1{,}26\cdot10^{-17}$ M **b)** **s'** $= 8\cdot10^{-49}$ M

36.-/ **a)** **s** $= 1{,}52\cdot10^{-3}$ M **b)** **s'** $= 8{,}37\cdot10^{-5}$ M **c)** **s''** $= 1{,}4\cdot10^{-6}$ M

37.-/ **a)** **s'** $= 10^{-19}$ M **b)** **s'** $= 3{,}3\cdot10^{-8}$ M

38.-/ **a)** $[Pb^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = 0{,}025 > K_s$; **PRECIPITA** el $PbSO_4$ **b)** 0,01 mol de $PbSO_4$

39.-/ $[Pb^{2+}]\cdot[I^-]^2 = 2{,}96\cdot10^{-7} > K_s$; **PRECIPITA** el PbI_2

40.-/ **a)** $[Ca^{2+}]\cdot[CO_3^{2-}] = 5\cdot10^{-7} > K_s$; **PRECIPITA** el $CaCO_3$ **b)** 10^{-5} mol de $CaCO_3$

41.-/ $[Pb^{2+}]\cdot[Cl^-]^2 = 6\cdot10^{-5} > K_s$; **PRECIPITA** el $PbCl_2$

42.-/ $[Ca^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = 2{,}4\cdot10^{-6} < K_s$; **NO PRECIPITA** el $CaSO_4$

43.-/ **a)** Precipita **1º** el **AgCl** **b)** $[Ag^+] > 1{,}7\cdot10^{-8}$ M

44.-/ **a)** $[Ag^+]\cdot[Cl^-] = 2{,}5\cdot10^{-9} > K_s$; **PRECIPITA** el AgCl **b)** $[Ag^+] = s = 10^{-5}$ M

45.-/ **a)** $K_s\ (Fe(OH)_3) = [Fe^{3+}]\cdot[OH^-]^3 = s\cdot(3s)^3 = 27s^4$

b) $s\ (Fe(OH)_3) = \sqrt[4]{\dfrac{K_s}{27}}$

c) La solubilidad **disminuye**.

46.-/ **a)** Es **más soluble el Ag_3PO_4**. $s\ (AgCl) = 4\cdot10^{-6}$ M < **$s\ (Ag_3PO_4) = 1{,}6\cdot10^{-5}$ M**.
b) La **solubilidad disminuye** por efecto del ion común $[Ag^+]$.

47.-/ **a)** **s** = $1{,}77\cdot10^{-2}$ g/L **b)** **s'** = $2\cdot10^{-7}$ M = $2{,}5\cdot10^{-5}$ g/L

48.-/ **a)** **s'** = $8{,}3\cdot10^{-16}$ M **b)** **s'** = $8{,}3\cdot10^{-15}$ M

49.-/ **a)** **s** = $1{,}26\cdot10^{-4}$ M **b)** 0.0174 g en 0,5 L (**s** = 0,03477 g/L)

50.-/ **a)** Se disolverá parte del precipitado.
b) Aparecerá más precipitado. La solubilidad disminuye por efecto del ion común $[CrO_4^{2-}]$.
c) Aparecerá más precipitado. La solubilidad disminuye por efecto del ion común $[Ag^+]$.

51.-/ **a)** K_s $(AB_3) = [A^{3+}]\cdot[B^-]^3 = s\cdot(3s)^3 = 27s^4$ **;** **s** $(AB_3) = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$
b) **Disminuye** la solubilidad por el efecto del ion común $[B^-]$.
c) **Aumenta** la solubilidad ya que aumenta la $[H_3O^+]$ y por tanto disminuye la $[OH^-]$.

52.-/ **a)** K_s $(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3$; **s** $(Mg(OH)_2) = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$ = **$2{,}04\cdot10^{-4}$ M**
b) El equilibrio hay que desplazarlo **hacia la derecha**:
i) Añadiendo **un ácido**. Los H^+ del ácido se combinan con los OH^-.
ii) Añadiendo **sales de amonio**, NH_4Cl. Los iones NH_4^+ se combinan con los OH^-.
c) **Disminuye** la solubilidad por el efecto del ion común $[Mg^{2+}]$.

53.-/ **a)** **s** = $1{,}2\cdot10^{-4}$ M**;** K_s $(Mg(OH)_2) = 6{,}9\cdot10^{-12}$ **b)** **s'** = $6{,}9\cdot10^{-8}$ M

54.-/ **a)** **s** = $2{,}92\cdot10^{-4}$ M **b)** 0,0188 g de NaF

55.-/ **a)** **Falsa**. **s** = $1{,}67\cdot10^{-5}$ M
b) **Falsa**. $K_s = [OH^-]^2\cdot[Mg^{2+}]$
c) **Verdadera. Disminuye** la solubilidad por el efecto del ion común $[OH^-]$.

56.-/ **a)** $4{,}2\cdot10^{-2}$ g de MgF_2 **b)** $6{,}93\cdot10^{-3}$ g de MgF_2

57.-/ **a)** $K_s = 3{,}2\cdot10^{-5}$ **b)** **$[Ca^{2+}]$** = 0,02 M; **pH** = 12,6

58.-/ **a)** **s** $(Ag_2S) = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$ **b)** **s'** = $\frac{K_S}{0{,}04}$ **c)** **s"** = $\sqrt{\frac{K_S}{0{,}12}}$

59.-/ **a)** **$[Co^{2+}]$** = $1{,}5\cdot10^{-5}$ M **b)** $K_s = 1{,}35\cdot10^{-14}$

60.-/ **a)** **Falsa**. K_s es una constante que sólo depende de la temperatura.
b) **Falsa**. **s**$(FeCO_3) = 5{,}66\cdot10^{-6}$ M; **s**$(CaF_2) = 1{,}1\cdot10^{-3}$ M
c) **Falsa**. **Disminuye** la solubilidad por el efecto del ion común $[CO_3^{2-}]$

61.-/ **a)** $Al(OH)_3\,(s) \rightleftharpoons Al(OH)_3\,(dis) \rightleftharpoons Al^{3+}\,(dis) + \mathbf{3}\,OH^-(dis)$
b) $K_s = [Al^{3+}]\cdot[OH^-]^3 = s\cdot(3s)^3 = 27s^4$; **s** $(Al(OH)_3) = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$
c) Al aumentar el pH aumenta la $[OH^-]$ y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, por lo tanto **la solubilidad disminuye al aumentar el pH** (efecto del ion común).

62.-/ **a)** $K_s = 1{,}86\cdot10^{-13}$
b) A partir de **pH = 8,25**

63.-/ **a)** $K_s = [Mg^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = \mathbf{4s^3}$
b) La solubilidad **disminuye** por efecto del ion común OH^-.
c) La solubilidad **aumenta**. Al disminuir el pH aumenta la $[H_3O^+]$, disminuye la $[OH^-]$ y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

64.-/ **a)** s = $\mathbf{[Pb^{2+}]} = 1\cdot10^{-5}$ M
b) $\mathbf{[Pb^{2+}]\cdot[I^-]^2 = 5\cdot10^{-7} > K_s}$. Por lo tanto, **se formará un precipitado de PbI_2**.

65.-/ **a)** **s** = 0,011 M **b)** **pH** = 12,35

66.-/ **a) Verdadera**. $Ca(OH)_2\ (s) \rightleftharpoons Ca(OH)_2\ (dis) \rightleftharpoons Ca^{2+}\ (ac) + \mathbf{2}\ OH^-(ac)$
b) Falsa. $K_s = [Ca^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = \mathbf{4s^3}$
c) Falsa. Al añadir HCl (ácido fuerte) aumenta la $[H_3O^+]$ que reaccionan con los OH^- y desplazan el equilibrio hacia la derecha, por lo que la solubilidad del $Ca(OH)_2$ aumenta.

67.-/ **a)** $4{,}05\cdot10^{-3}$ g de $Cd(OH)_2$ **b)** **pH** = 9,57

68.-/ **a)** s = $\mathbf{[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]} = 1{,}05\cdot10^{-5}$ M
b) $K_s = 1{,}1\cdot10^{-10}$

69-.-/ **a)** **s** = $6{,}928\cdot10^{-5}$ M **b)** $1{,}73\cdot10^{-3}$ g de $CaCO_3$

70.-/ **a) Verdadera**. Efecto del ion común: al aumentar la concentración de unos de los iones presentes, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, por lo tando disminuye la solubilidad.
b) Falsa. Un precipitado se forma cuando $\mathbf{[A^-]\cdot[B^+] > K_s}$. Cuando el producto de los iones es igual a K_s la disolución está SATURADA.
c) Falsa. Quitar parte del precipitado sólido no afecta al equilibrio. La cantidad de sólido en equilibrio con la disolución no afecta a la cantidad disuelta.

71.-/ **a)** $K_s = [Fe^{3+}]\cdot[OH^-]^3$
b) $\mathbf{s\ (Fe(OH)_3)} = \sqrt[4]{\dfrac{K_s}{27}}$
c) Disminuye la solubilidad. Al aumentar el pH la $[H_3O^+]$ disminuye, por lo que la $[OH^-]$ aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, por lo que la solubilidad del hidróxido disminuirá, es el <u>efecto del ion común</u>.

72.-/ **a)** $K_s = 1{,}78\cdot10^{-11}$
b) **s'** = $6{,}67\cdot10^{-6}$ M

73.-/ **a)** $\mathbf{PbF_2\ (s) \rightleftharpoons PbF_2\ (dis) \rightleftharpoons Pb^{2+}\ (dis) + 2\ F^-(dis)}$. **s = $\mathbf{1\cdot10^{-6}}$ M**. En 100 mL se disuelven **$\mathbf{2{,}45\cdot10^{-5}}$ g** de PbF_2.
b) **s'** = $2{,}236\cdot10^{-9}$ M

74.-/ **a)** **s =** 0,588 mg/L
b) **Se produce precipitado**: $\mathbf{[Zn^{2+}]\cdot[CO_3^{2-}]} = 8\cdot10^{-5} > K_s$

75.-/ **a) Falsa**. Al aumentar la $[Cl^-]$ se produce el efecto del ion común y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y por lo tanto la **solubilidad disminuye**.
b) Verdadera. El producto de solubilidad, K_s, sólo depende de la solubilidad de la sal, ***s***, que es la concentración molar de la disolución saturada y no de la concentración inicial de la sal.
c) Falsa. La solubilidad de una sal depende, entre otros factores, de la temperatura, de la presencia de un ion común o del pH.

76.-/ **a) [F⁻]** = $4{,}27\cdot10^{-4}$ M
b) [F⁻] = $1{,}4\cdot10^{-5}$ M

77.-/ **a) Disminuye**. Al añadir agua se disuelve más sólido, las $[Ca^{2+}]$ y $[OH^-]$ disminuyen por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha y se disuelve parte o todo el precipitado y por tanto la masa de sólido disminuye.
b) Aumenta. Al añadir NaOH existe en la disolución un ion común, $[OH^-]$, y en presencia de un ion común la solubilidad disminuye, pues el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y por ello la masa de sólido aumenta.
c) Disminuye. Al añadir un ácido, HCl, el equilibrio se desplaza hacia la derecha ya que los OH^- se combinan con los H_3O^+ del ácido y disminuye la $[OH^-]$, por ello la solubilidad aumenta disolviéndose más cantidad de sólido.

78.-/ **a) s** = $3{,}87\cdot10^{-8}$ M **b) $[Pb^{2+}]\cdot[CO_3^{2-}]$ =** $7{,}5\cdot10^{-5} > K_s$. **Se produce precipitado.**

79-./ **a) 0,0422 g** de MgF_2 (**s** = $2{,}714\cdot10^{-3}$ M) **b) $6{,}96\cdot10^{-3}$ g** de MgF_2 (**s'** = $4{,}472\cdot10^{-4}$ M)

80.-/ **a) s** = $2{,}06\cdot10^{-4}$ M **b) s'** = $8{,}75\cdot10^{-10}$ M

81.-/ **a) Se disuelve parte o todo el sólido precipitado, es decir, la masa de sólido disminuye**. En efecto al añadir agua, las $[Ca^{2+}]$ y $[F^-]$ disminuyen, pues aumenta el volumen, y como consecuencia el equilibrio se desplaza **hacia la derecha hasta nueva saturación**, por lo tanto su solubilidad no varía, pues ésta es la concentración de la disolución saturada.
b) No hay desplazamiento del equilibrio. Al añadir CaF_2(s), al tratarse de un sólido el equilibrio no se ve afectado ya que no forma parte de la constante del producto de solubilidad, K_s, y por ello su solubilidad será la misma y el equilibrio no se modifica.
c) La solubilidad *(s)* disminuye. Al añadir NaF que es una sal soluble, se produce el <u>efecto del ion común</u>, ya que se añade ion F^- a la disolución. Por lo tanto el equilibrio se va a desplazar hacia la izquierda y la solubilidad del CaF_2 *(s')* disminuye considerablemente.

82.-/ **a) No se forma precipitado**. **$[Tl^+]\cdot[Cl^-]$ =** $6\cdot10^{-5} < K_s$
b) s = 0,044 M

83.-/ **a) $1{,}32\cdot10^{-6}$ g/L**
b) No se forma precipitado. **$[Ag^+]\cdot[I^-]$ =** $7{,}5\cdot10^{-17} < K_s$

84.-/ **a)** $K_s = [Mg^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3$
b) La solubilidad s' disminuye respecto a la de en agua pura. Al añadir MgF_2 se produce el efecto del ion común (Mg^{2+}) y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y por lo tanto su solubilidad disminuye con respecto de la solubilidad en agua pura.
c) La solubilida disminuye. Al aumentar el pH aumenta la $[OH^-]$ y por lo tanto se produce el efecto del ion común (OH^-) teniendo lugar un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda y su solubilidad disminuye.

85.-/ **a) 0,051 g** de PbF_2 **b) 0,0164 g** de PbF_2

86.-/ **a)** $K_s = 1{,}44\cdot10^{-8}$ **b) s'** = $1{,}44\cdot10^{-6}$ M

87.-/ **a)** $K_s = 7{,}85\cdot10^{-10}$ **b) No se forma precipitado**. **$[Pb^{2+}]\cdot[I^-]^2$ =** $6{,}328\cdot10^{-10} < K_s$

88.-/ **a)** $K_s = 7{,}1\cdot10^{-9}$ **b) s'** = $2{,}86\cdot10^{-8}$ M

89.-/ **a) s** = $5{,}66\cdot10^{-10}$ mol/L; **s** = $5{,}13\cdot10^{-8}$ g/L
b) s' = $6{,}4\cdot10^{-18}$ M

90.-/ **a)** **s** = $1{,}31\cdot10^{-4}$ mol/L; $K_s = 9{,}03\cdot10^{-12}$
b) Se forma precipitado. $[Ag^+]^2\cdot[CrO_4^{2-}] = 2{,}88\cdot10^{-7} > K_s$

91.-/ **a) Falsa**. $Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al(OH)_3(dis) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$ y por lo tanto el producto de solubilidad es $K_s = [Al^{3+}]\cdot[OH^-]^3$
b) Falsa. $BaF_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(ac) + 2\ F^-(ac)$; $[Ba^{2+}]$ = **s** y $[F^-]$ = **2s**, por lo tanto $[F^-] = 2[Ba^{2+}]$
c) Falsa. El producto de solubilidad, K_s, depende de la temperatura. Al añadir $Mg(NO_3)_2$ a una disolución de MgF_2 se produce el efecto del ion común y disminuye la solubilidad, pero **no varía** el producto de solubilidad, que es una constante dependiente de la temperatura.

92.-/ **a)** $[Ag^+] = 2s = 2{,}3\cdot10^{-4}$ M
b) $K_s = 6{,}1\cdot10^{-12}$

93.-/ **a) Disminuye la solubilidad**. Al añadir $FeCl_2$ se produce el efecto del ion común, Fe^{2+}, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la solubilidad disminuye con respecto de la solubilidad en agua pura.
b) La solubilidad disminuye. Al aumentar el pH aumenta la $[OH^-]$ y por lo tanto se produce el efecto del ion común (OH^-) teniendo lugar un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda y su solubilidad disminuye con respecto a la solubilidad en agua.
c) Se disuelve parte o todo el sólido precipitado, es decir, la masa de sólido disminuye. En efecto al añadir agua, las $[Fe^{2+}]$ y $[OH^-]$ disminuyen, pues aumenta el volumen, y como consecuencia el equilibrio se desplaza hacia la derecha hasta nueva saturación, por lo tanto, **su solubilidad *(s)* no varía**, pues ésta es la concentración de la disolución saturada.

94.-/ **a)** $[Hg_2^{2+}] = 6{,}69\cdot10^{-7}$ M; $[Cl^-] = 1{,}34\cdot10^{-6}$ M
b) Se forma precipitado. $[Hg_2^{2+}]\cdot[Cl^-]^2 = 9{,}257\cdot10^{-10} > K_s$

95.-/ **a)** **s** = $1{,}84\cdot10^{-5}$ mol/L; $K_s = 2{,}49\cdot10^{-14}$
b) $[Cd^{2+}] = 1{,}59\cdot10^{-12}$ M

96.-/ **a)** $K_s = 1{,}63\cdot10^{-6}$
b) **s'** = $6{,}38\cdot10^{-4}$ M

97.-/ **a)** $Cu(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Cu^{2+}\,(ac) + 2\ OH^-\,(ac)$
b) $K_s = [Cu^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3$
c) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la solubilidad disminuye. Al añadir OH^- procedentes de la base fuerte NaOH, se produce el efecto del ion común y al aumentar la $[OH^-]$ el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y por lo tanto la solubilidad disminuye.

98.-/ **a)** $Fe(OH)_3\,(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}\,(ac) + 3\ OH^-(ac)$; $Ag_3PO_4\,(s) \rightleftharpoons 3\,Ag^+(ac) + PO_4^{3-}(ac)$
b) $K_s\,(Fe(OH)_3) = [Fe^{3+}]\cdot[OH^-]^3 = s\cdot(3s)^3 = 27s^4$; $K_s\,(Ag_3PO_4) = [Ag^+]^3\cdot[PO_4^{3-}] = (3s)^3\cdot s = 27s^4$
c) Es más soluble en agua el $\mathbf{Ag_3PO_4}$, ya que al tener los mismos subíndices (m+n) en ambas sales, será más soluble la sal que tenga mayor K_s.
Si se calcula numéricamente la solubilidad: $s(Ag_3PO_4) = 1{,}55\cdot10^{-5}$ M > $s(Fe(OH)_3) = 4{,}49\cdot10^{-10}$ M

99.-/ **a)** **s** = 1,87 mg/L
b) **s** = $2{,}438\cdot10^{-4}$ mg/L

100.-/ **a)** **s** = $5{,}2\cdot10^{-9}$ M
b) $\mathbf{1{,}4\cdot10^{-10}}$ $g\cdot mL^{-1}$

101.-/ **a)** $K_s = 1{,}6\cdot10^{-19}$
b) Se forma precipitado. $[Ca^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = 5{,}95\cdot10^{-4} > K_s$

102.-/ **a)** $K_s = 3{,}2\cdot10^{-5}$
b) No se forma precipitado. $[Ca^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = 1{,}25\cdot10^{-8} < K_s$

103.-/ **a)** **s** = 38,35 mg/L
b) $9{,}7\cdot10^{-4}$ **g** en 2L (**0,97 mg** en 2L)

104.-/ **a)** $K_s = 4{,}8\cdot10^{-9}$
b) 2,089 g de Ag_2SO_4

105.-/ **a) Verdadera**. Al añadir Na_2CO_3 a una disolución saturada de $CaCO_3$:
$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$, se produce el efecto del ion común (CO_3^{2-}), por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la solubilidad ***s'*** = $[Ca^{2+}]$ disminuye.
b) Falsa. El equilibrio es: $Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(ac) + \mathbf{3}\ OH^-(ac)$.
s **3*s***
Por lo tanto, la concentración de OH^-, $[OH^-] = 3[Al^{3+}] = 3s$
c) Verdadera. La solubilidad en $Ca(NO_3)_2$ es menor debido al efecto del ion común Ca^{2+}, por lo tanto, la solubilidad del $CaSO_4$ en agua es mayor.

106.-/ **a) 0,88 g** de $PbCl_2$
b) $[Cl^-]$ = 0.018 M

107.-/ **a)** $[OH^-] = 3{,}78\cdot10^{-8}$ M; $[Cr^{3+}] = 1{,}26\cdot10^{-8}$ M; $K_s = 6{,}8\cdot10^{-31}$
b) Se forma precipitado. $[Cr^{3+}]\cdot[OH^-]^3 = 5{,}77\cdot10^{-23} > K_s$

108.-/ **a) Verdadera**. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$
s ***s***
La $[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$, y como el producto de solubilidad del $CaCO_3$ es:
$K_s = [Ca^{2+}]\cdot[CO_3^{2-}] = s^2 = [Ca^{2+}]^2$
b) Falsa. Al añadir NaCl a la disolución se produce el efecto del ion común Cl^- y por lo tanto el equilibrio: $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Cl^-(ac)$ se desplazará hacia la izquierda y la solubilidad *s'* disminuye considerablemente.
c) Verdadera. $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$, al añadir Na_2SO_4 se produce el efecto del ion común SO_4^{2-} y la solubilidad disminuye ya que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y por lo tanto se formará un precipitado de $BaSO_4$.

109.-/ **a)** **s** = $3{,}97\cdot10^{-5}$ M; $K_s = 2{,}5\cdot10^{-13}$
b) **s'** = $2{,}5\cdot10^{-11}$ M

110.-/ **a)** $2{,}06\cdot10^{-5}$ **moles** de CaF_2 en 50 mL
b) $5{,}55\cdot10^{-4}$ **g** de NaF

----oOOo----