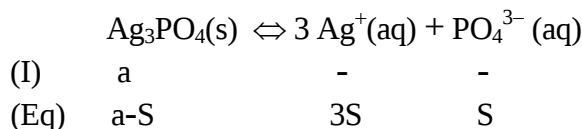


EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD

EJERCICIOS Y PROBLEMAS RESUELTOS

1.- Una disolución saturada de tetraoxofosfato (V) de plata, contiene $3,4 \cdot 10^{-5}$ moles por litro de ion fosfato. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal. **R// $3,61 \cdot 10^{-17}$**

Si la disolución está saturada el $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ está en equilibrio con sus iones disueltos, y llamando “S” a la solubilidad:



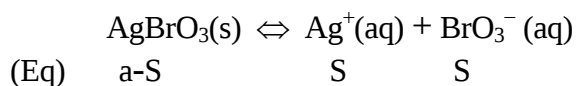
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] \quad K_{ps} = (3S)^3 \cdot S = 3^3 \cdot S^4 = 27 (3,4 \cdot 10^{-5})^4 \quad K_{ps} = 3,61 \cdot 10^{-17}$$

2.- Para preparar 250 ml de disolución saturada de bromato de plata se usaron 1,75 g de esta sal. Hallar el Kps del bromato de plata. (Ar: Br=80 Ag=107,87 O=16) **R// $9 \cdot 10^{-4}$**

La solubilidad del AgBrO_3 será:

$$S = \frac{n^\circ \text{ moles dis.}}{V(\text{lit})} = \frac{1,75}{\frac{235,87}{0,25}} = 0,03 \text{ mol/lit}$$

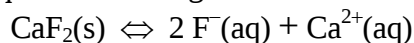
Equilibrio de solubilidad:



$$K_{ps} = S \cdot S = 0,03^2 = 9 \cdot 10^{-4}$$

3- Una disolución saturada de $\text{CaF}_2(\text{aq})$ está en equilibrio con $\text{CaF}_2(\text{s})$. Indica qué sucederá si: A) Se añaden 1,5 g de fluoruro de sodio soluble. B) Se añaden 1,5 g de fluoruro de calcio. C) Se añaden 5 ml de agua. **R// A) Precipitará CaF_2 B) Nada C) Se disolverá algo de CaF_2**

Aplicando el Principio de Le Chatelier al equilibrio heterogéneo:

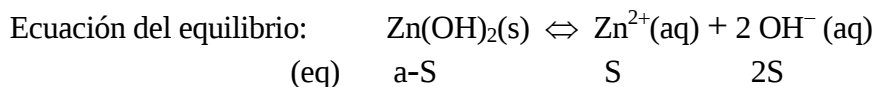


A) El NaF en disolución se disocia según: $\text{NaF}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$ luego producirá un aumento en la concentración de $\text{F}^-(\text{aq})$, por tanto, el equilibrio se desplazará en el sentido inverso para minimizar la perturbación producida, esto es, para consumir F^- .

B) El aumento de la cantidad de $\text{CaF}_2(\text{s})$ no modifica el equilibrio, ya que, una vez saturada una disolución, es indiferente la cantidad de soluto sólido que haya en contacto con la disolución.

C) Al añadir agua las concentraciones se hacen menores, y el sistema evolucionará en el sentido directo para restablecerlas.

4.- Una disolución saturada de hidróxido de cinc tiene un pH = 8,35. Hallar su pKs R// 17,251

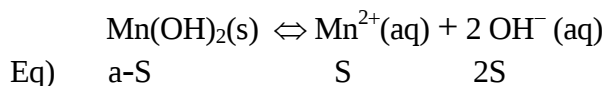


El $\text{pH} = 8,35 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 8,35 = 5,65 \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = 2S = 10^{-5,65} \Rightarrow S = 1,12 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$K_{\text{ps}} = S (2S)^2 = 4S^3 = 4 \cdot (1,1 \cdot 10^{-6})^3 \quad K_{\text{ps}} = 5,61 \cdot 10^{-18} \quad \text{pK}_{\text{ps}} = -\log 5,61 \cdot 10^{-18} = 17,251$

5.- La solubilidad del Mn(OH)_2 en agua es de 0,0032 g/l. Hallar su Kps y el pH necesario para que no precipite el hidróxido de manganeso (II) en una disolución que es 0,06 M en Mn^{2+} (Masa molecular (Mr) del $\text{Mn(OH)}_2 = 89$) R// pH < 8,245

Expresemos la solubilidad en mol/litro: $S = \frac{0,0032}{89} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$



$K_{\text{ps}} = 3,6 \cdot 10^{-5} (2 \cdot 3,6 \cdot 10^{-5})^2 = 1,86 \cdot 10^{-13}$

La precipitación comienza en el momento en que se satura la disolución, entonces se cumple:

$K_{\text{ps}} = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$, si $[\text{Mn}^{2+}] = 0,06 \text{ M}$: $[\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{1,86 \cdot 10^{-13}}{0,06}} = 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 1,76 \cdot 10^{-6} = 8,245$

Para que no haya precipitación: $[\text{OH}^{-}] < 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$, luego $\text{pH} < 8,245$

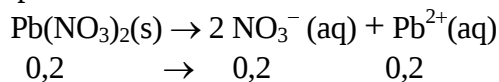
6.- Hallar la solubilidad del PbF_2 en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II).

$K_{\text{ps}}(\text{PbF}_2) = 4 \cdot 10^{-8}$

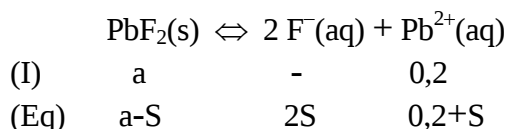
R// $2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Tenemos en una disolución dos sustancias, de una de ellas es poco soluble, pues nos dan el Kps, mientras que la otra es soluble y, por tanto, se disolverá y se disociará iónicamente en su totalidad.

Reacción correspondiente a la sustancia soluble:



Equilibrio de solubilidad de la sustancia poco soluble, que estará influenciado por la anterior reacción, por tener un ion común.



$K_{\text{ps}} = [\text{F}^{-}]^2 [\text{Pb}^{2+}] \Rightarrow 4 \cdot 10^{-8} = (2S)^2 (0,2+S)$ Como Kps es pequeño: $0,2+S \approx 0,2$
 $4 \cdot 10^{-8} = 4 \cdot S^2 \cdot 0,2 \quad S = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

7.- A un volumen de agua se añaden AgCl(s) y AgBr(s) en exceso. Hallar las concentraciones de Ag^+ , Cl^- y Br^- en el equilibrio.

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10} \quad K_{ps}(\text{AgBr}) = 5 \cdot 10^{-13} \quad \text{R// } 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 3,85 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

En la disolución hay dos equilibrios simultáneos:



La disolución está saturada tanto en AgCl como en AgBr, luego en ella hay:

- AgCl(s) y AgBr(s) en contacto con la disolución
- Los aniones Cl^- (aq) y Br^- (aq), con unas concentraciones de equilibrio: $[\text{Cl}^-]$ y $[\text{Br}^-]$
- El catión $\text{Ag}^+(\text{aq})$, en cuya concentración intervienen ambas sales, a esta concentración de equilibrio, la llamamos $[\text{Ag}^+]$.

Es evidente que se tiene que cumplir: $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-]$ (balance de cargas)

Este “balance de cargas” expresa la electroneutralidad de la disolución. Inicialmente el sistema es eléctricamente neutro, pues tiene agua, AgCl y AgBr, que son sustancias neutras, el principio de conservación de las cargas exige que también sea neutra la disolución resultante.

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{ps}(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 5 \cdot 10^{-13}$$

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

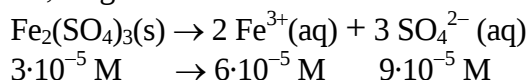
$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{[\text{Ag}^+]} + \frac{5 \cdot 10^{-13}}{[\text{Ag}^+]} \Rightarrow [\text{Ag}^+]^2 = 1,7 \cdot 10^{-10} + 5 \cdot 10^{-13} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{1,3 \cdot 10^{-5}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{Br}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-13}}{1,3 \cdot 10^{-5}} = 3,85 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

8.- Se mezclan $3 \cdot 10^{-5}$ moles de sulfato de hierro (III) y 10^{-5} moles de hidróxido de bario, con agua hasta un litro de disolución. ¿Se formará precipitado?. Justificar la respuesta numéricamente.

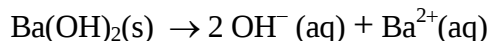
$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-9}, K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 6 \cdot 10^{-38}. \quad \text{R// Habrá precipitado de Fe(OH)}_3$$

El sulfato de hierro(III) es soluble, luego:



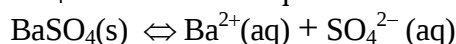
$$3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \rightarrow 6 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 9 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El hidróxido de bario es soluble:



$$10^{-5} \text{ M} \rightarrow 2 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 10^{-5} \text{ M}$$

Si la disolución se satura en BaSO_4 se alcanzará el equilibrio:



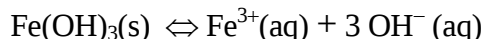
a este equilibrio le corresponde una $K_{ps} = 1,5 \cdot 10^{-9}$

Para que se forme precipitado se deberá cumplir:

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 \cdot [\text{Ba}^{2+}]_0 \geq K_{ps} \quad 9 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-5} = 9 \cdot 10^{-10} < 1,5 \cdot 10^{-9}$$

No precipita el BaSO_4 (la disolución no se satura)

El equilibrio de solubilidad del hidróxido de hierro(III) es:



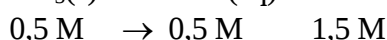
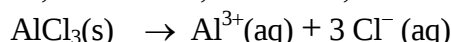
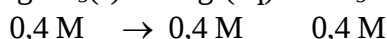
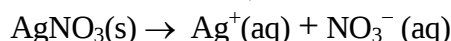
El Kps para el Fe(OH)_3 , para que precipite se debe cumplir:

$$[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{OH}^{-}]_0^3 \geq K_{\text{ps}} \quad 6 \cdot 10^{-5} (2 \cdot 10^{-5})^3 = 48 \cdot 10^{-20} > 6 \cdot 10^{-38}$$

Se forma precipitado de $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})$

9.- El $K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,2 \cdot 10^{-10}$. Hallar la concentración de iones plata en una disolución obtenida al mezclar 50ml de nitrato de plata 0,4 M con 50ml de cloruro de aluminio 0,5 M. **R//2,18.10⁻¹⁰**

El nitrato de plata y el cloruro de aluminio, son sales solubles:



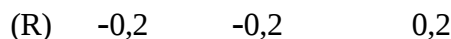
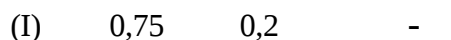
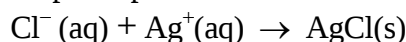
Suponiendo volúmenes aditivos, las concentraciones de $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$ y $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$:

$$[\text{Ag}^{+}]_0 = \frac{0,4 \cdot 0,05}{0,1} = 0,2 \text{ M} \quad [\text{Cl}^{-}]_0 = \frac{1,5 \cdot 0,05}{0,1} = 0,75 \text{ M}$$

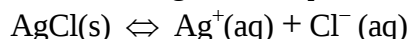
Hay precipitado de $\text{AgCl}(\text{s})$ si $[\text{Ag}^{+}]_0 \cdot [\text{Cl}^{-}]_0 \geq K_{\text{ps}}$

$$0,2 \cdot 0,75 = 0,15 > 1,2 \cdot 10^{-10} \quad \text{Se forma precipitado de } \text{AgCl}(\text{s}).$$

Como el Kps es pequeño, precipitará prácticamente todo el $\text{AgCl}(\text{s})$ que pueda formarse:



Ahora tenemos un exceso de $\text{AgCl}(\text{s})$ en una disolución con una concentración 0,55 M de Cl^{-} , con lo que la disolución se saturará, llegando al equilibrio:



$$K_{\text{ps}} = 1,2 \cdot 10^{-10} = x (0,55+x) \quad \text{como el Kps es pequeño: } 0,55+x \approx 0,55$$

$$0,55 x = 1,2 \cdot 10^{-10} \quad x = 2,182 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

10.- A una disolución 0,1 M en Ca^{2+} y 0,1 M en Ba^{2+} se añade lentamente sulfato de sodio.

(A) Hallar la concentración de SO_4^{2-} cuando aparece el primer precipitado.

(B) Hallar las concentraciones de Ca^{2+} y Ba^{2+} cuando comienza a aparecer el segundo precipitado.

$K_{\text{ps}}(\text{CaSO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ **R// A) 1,1.10⁻⁹ M B) 0,1 M y 4,58.10⁻⁷ M**

El sulfato de sodio es una sal soluble, luego a medida que llegue a la disolución se disolverá y se disociará completamente: $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

El $\text{CaSO}_4(\text{s})$ comenzará a precipitar cuando: $2,4 \cdot 10^{-5} = 0,1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

El $\text{BaSO}_4(\text{s})$ comenzará a precipitar cuando: $1,1 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

Es evidente que precipitará primero el $\text{BaSO}_4(\text{s})$, pues precisa de una menor concentración de anión sulfato, esta concentración es: $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

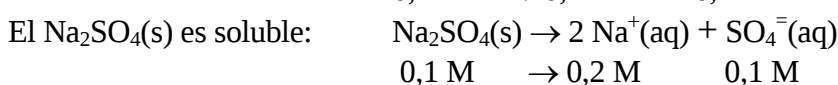
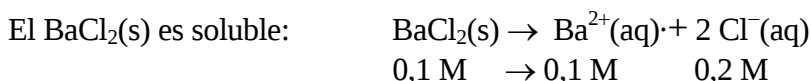
Para que empiece a precipitar el $\text{CaSO}_4(\text{s})$:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ M, y } [\text{Ca}^{2+}] = 0,1 \text{ M.}$$

Como la disolución sigue estando saturada en BaSO_4 , tenemos ahora una disolución en la que hay dos equilibrios de solubilidad simultáneos. Por tanto deberá seguir cumpliéndose:

$$1,1 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot 2,4 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = 4,58 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

11.- Se mezclan 10 ml de BaCl_2 0,1 M con 40 ml de Na_2SO_4 0,1 M. ¿Precipitará sulfato de bario?. En caso afirmativo hallar las concentraciones de todos los iones presentes en la disolución, tras la precipitación. El $K_{\text{ps}} (\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$. **R// $1,83 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ 0,06 M**

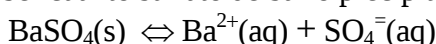


Para que precipite $\text{BaSO}_4(\text{s})$ se deberá cumplir: $[\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{SO}_4^{2-}]_0 \geq 1,1 \cdot 10^{-10}$

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = \frac{0,1 \cdot 0,01}{0,05} = 0,02 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}]_0 = \frac{0,1 \cdot 0,04}{0,05} = 0,08 \text{ M}$$

$$0,02 \cdot 0,08 = 1,6 \cdot 10^{-3} > 1,1 \cdot 10^{-10} \quad \text{Precipita } \text{BaSO}_4(\text{s})$$

Para saber cuanto sulfato de bario precipita podemos plantear el equilibrio:



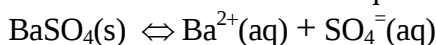
(I) - 0,02 0,08

(Eq) x 0,02-x 0,08-x $1,1 \cdot 10^{-10} = (0,02-x)(0,08-x)$

Al ser K_{ps} muy pequeño prácticamente todo el $\text{BaSO}_4(\text{s})$ que pueda formarse precipitará, la $[\text{Ba}^{2+}]$ y la $[\text{SO}_4^{2-}]$ son muy pequeñas y la ecuación de 2º grado dará soluciones poco satisfactorias.

Un modo mejor de resolver el problema consiste en:

1. Suponer que precipita todo el $\text{BaSO}_4(\text{s})$ posible (como si la precipitación fuera completa).
2. Parte del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ se disuelve hasta alcanzar el equilibrio de solubilidad:



I) - $\leftarrow$ 0,02 0,08

F) 0,02 - 0,06

I') 0,02 - 0,06

Eq) 0,02-x x 0,06+x

$$1,1 \cdot 10^{-10} = x(0,06+x) \approx x \cdot 0,06 \quad x = 18,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Conclusión: $[\text{Ba}^{2+}] = 18,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ $[\text{Na}^{+}] = 0,16 \text{ M}$

$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,06+x \approx 0,06 \text{ M}$ $[\text{Cl}^{-}] = 0,04 \text{ M}$

nº moles de $\text{BaSO}_4(\text{s})$ que han precipitado $= (0,02-x) \cdot 0,05 \approx 0,001$ moles

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS

12.- Una disolución de AgCl está saturada cuando la concentración de Ag^+ es $1,3 \cdot 10^{-5} \text{M}$, hallar el Kps del AgCl. **R// $1,69 \cdot 10^{-10}$**

13.- ¿Cuántos moles de yodato de cobre (II) se pueden disolver en 5 litros de agua si su producto de solubilidad es $K_{ps} = 7,4 \cdot 10^{-8}$?. **R// 0,013 moles**

14.- Sabiendo que los Kps del cloruro de plata y del fosfato de plata son, respectivamente, $1,7 \cdot 10^{-10}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$, ¿cuál de estas sales es más soluble? **R// El fosfato de plata**

15.- ¿En cuál de estos tres líquidos se disolverá una mayor cantidad de cloruro de plomo (II)?:
Agua, una disolución 0,1 M de nitrato de plomo (II) o una de NaCl 0,1 M **R// En el agua**

16.- Se tiene el sistema en equilibrio: $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) = \text{Fe}^{+2}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$. Explica cómo se modifica la solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_2$: 1) Cuando se añade $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$. 2) Al disminuir el pH.
R// 1) No se altera 2) Aumenta

17.- El hidróxido de calcio es poco soluble. Se dispone de 100 ml. de una disolución saturada de dicho hidróxido. Razonar si la masa del sólido, en esa disolución aumenta, disminuye o no se altera al añadir : a) agua b) disolución de NaOH c) disolución de HCl d) disolución de CaCl_2 .
R// a) Disminuye b) aumenta c) disminuye d) aumenta

18.- Tenemos hidróxido de manganeso(II)(s) en el fondo de una disolución del mismo y en equilibrio con sus correspondientes iones. Explica que sustancia podríamos añadir si queremos: a) Disolver el precipitado. b) Aumentar la cantidad de precipitado.
R// a) Un ácido, (p.ej. HCl(aq)) b) Un hidróxido soluble, (p.ej. NaOH) o un compuesto de Mn^{2+}

19.- El Kps del sulfato de plomo (II) es $2 \cdot 10^{-8}$. Hallar la concentración de Pb^{+2} en una disolución en la que la concentración de sulfato de sodio es 0'142 g/l. (Ar:Na=23 S=32 O=16) **R// $2 \cdot 10^{-5}$**

20.- Hallar la concentración de F^- en una disolución saturada de CaF_2 ($K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-11}$). Hallar esa concentración si la disolución es además 0,2 M en cloruro cálcico. La concentración de Ca^{+2} si la disolución es 0,2 M en NaF. **R// $4,27 \cdot 10^{-4} \text{M}$ $13,96 \cdot 10^{-6} \text{M}$ $9,75 \cdot 10^{-10} \text{M}$**

21.- Se tiene una disolución de nitrato de plata y se añade cromato potásico sólido hasta que la concentración de $\text{CrO}_4^{=}$ = 0,001 M. Calcular la concentración de Ag^+ en la disolución resultante. Producto de solubilidad del cromato de plata es $2 \cdot 10^{-12}$ **R// $4,47 \cdot 10^{-5} \text{M}$**

22.- El Kps del BaF_2 es $1,7 \cdot 10^{-6}$. Hallar la solubilidad en g/l del fluoruro de bario y los gramos de NaF(s) que se deben añadir a 100 ml de disolución 0,005 M de nitrato de bario para iniciar la precipitación de fluoruro de bario. (Ar:F=19 Ba=137,34 Na=23) **R// 1,32 g/l 0,07745 g.**

23.- ¿Precipitará carbonato de cinc al mezclar 50 ml de carbonato de sodio 0,01 M con 200 ml de nitrato de cinc 0,05 M?. Kps del carbonato de cinc = $2,2 \cdot 10^{-11}$. **R// Se formará precipitado**

6.24.- La solubilidad del carbonato de plata es 0,0032 g/100 ml. Halla su Kps. ¿Se formará

precipitado cuando se mezclan 30 ml de disolución de carbonato de sodio 0,8 M con 450 ml de disolución de nitrato de plata 0,5 M?.(Ar: Ag=107,87 O=16 C=12)

R// $K_{ps}=6,24 \cdot 10^{-12}$ Habrá precipitación

25.- Se mezclan volúmenes iguales de disoluciones, 10^{-3} M de carbonato de sodio, y 10^{-4} M de cloruro de bario. Determinar si precipitará carbonato de bario, si su K_{ps} es $8 \cdot 10^{-9}$.

R// Se formará precipitado

26.- Una disolución acuosa tiene, en idénticas concentraciones, iones cloruro, yoduro y cromato, que pueden precipitar con el ion plata. ¿En qué orden precipitarán las correspondientes sales de plata al ir agregando paulatinamente una disolución acuosa de nitrato de plata?. Los K_{ps} del cloruro de plata, yoduro de plata y cromato de plata son respectivamente, $1,7 \cdot 10^{-10}$, $1,5 \cdot 10^{-16}$ y $1,9 \cdot 10^{-12}$.

R// 1º yoduro de plata, 2º cloruro de plata y 3º cromato de plata

27.- Se tiene una disolución que es 0,001 M en Sr^{+2} y 2 M en Ca^{+2} y se le añade lentamente sulfato de sodio sólido, que es soluble. Hallar el catión que precipitará en primer lugar y su concentración cuando empiece a precipitar el otro catión. Los K_{ps} del sulfato de estroncio y sulfato de calcio son respectivamente $7,6 \cdot 10^{-7}$ y $2,4 \cdot 10^{-5}$. **R// precipita el Ca^{+2} 0,0316 M**

28.- El pH de una disolución saturada de hidróxido de calcio tiene el valor de 12,434. Calcular la solubilidad y el pK_{ps} del hidróxido de calcio. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio precipitan si se mezclan 250 ml de disolución 0,01 M de nitrato de calcio con 50 ml de disolución 0,1 M de hidróxido de sodio. **R// 0,0136 M $pK_{ps}=5$ No hay precipitación**