

SOLUBILIDAD 3

41. Una piscina de 25 x 5 x 2 m, completamente llena. Si está saturada con sulfuro de mercurio, el número de iones Hg^{2+} que habrá, será aproximadamente de:

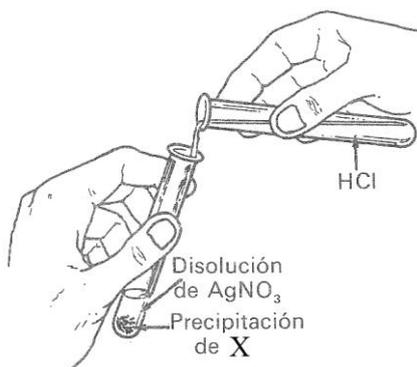
- a) 10^6 b) 10^{-6} c) 10^{16} d) 10^3

DATO: $K_{ps}=4.10^{-53}$. N.Avogadro= $6,02.10^{23}$ iones/mol

SOLUCIÓN:

$$[Hg^{2+}][S^{2-}] = 4.10^{-53} \text{ de lo que la } [Hg^{2+}] = [S^{2-}] = x = \sqrt{4.0.10^{-53}} = 6,32.10^{-27} \frac{mol}{L}$$

piscina es $250m^3=2,5.10^5L$. De lo que el nº de iones Hg^{2+} será: $6,32.10^{-27} \frac{mol}{L} \cdot 2,5.10^5 L \cdot 6,02.10^{23} \frac{iones}{mol} = 951,8 iones$ como se sugiere en d.



42. El dibujo muestra como se echa una disolución de ácido clorhídrico sobre otra de nitrato de plata, dando lugar a la formación del precipitado X. Naturalmente dirás que X es:

- a) Nitrato de plata b) Nitrato potásico
c) Cloruro de plata d) Cloruro potásico

SOLUCIÓN:

La reacción producida es $AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$. Por lo que el precipitado X, corresponde al cloruro de plata como se propone en c.

43. El nitrato de radio se caracteriza por ser el único nitrato poco soluble, y el más pesado de las sales iónicas derivadas del ácido nítrico. Su $K_{ps}=6,3.10^{-3}$. Según eso los moles que se disolverán en un litro de hidróxido de radio 0,1M, serán de:

- a) 0,09 b) 0,1 c) 0,01 d) 0,009

SOLUCIÓN:

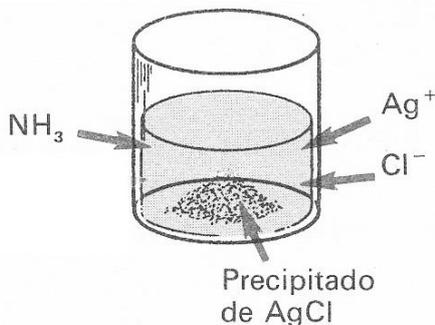
$$\text{Como } Ra(NO_3)_2(s) \Leftrightarrow Ra(NO_3)_2(ac) \Rightarrow Ra^{2+}(ac) + 2NO_3^-(ac) \text{ y } [Ra^{2+}][NO_3^-]^2 = 6,3.10^{-3} = 4x^3$$

$$; [Ra(NO_3)_2] = x = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,3.10^{-3}}{4}} = 0,116 \frac{mol}{L}$$

Pero como existe 0,1mol/L de $Ra(OH)_2(ac) \Rightarrow Ra^{2+}(ac) + 2OH^-(ac)$, se produce el efecto del ion común con lo que la solubilidad debe disminuir, por lo que el equilibrio del producto de solubilidad quedaría $(x+0,1)(2x)^2=6,3.10^{-3}$

$$\text{Si se desprecia } x \text{ frente a } 0,1; 4x^2 = \frac{6,3.10^{-3}}{0,1}, \text{ de lo que } x = \sqrt{\frac{6,3.10^{-3}}{4}} = 0,125 \frac{mol}{L} \text{ .Por lo que no se puede despreciar,}$$

resolviéndose la ecuación de tercer grado $4x^3+0,4x^2-6,3.10^{-3}=0$, por tanteo en hoja de cálculo, $x=9,09.10^{-2} mol/L$. Es correcta la propuesta a.



44*. El dibujo muestra como se ha formado un precipitado al agregar iones Ag^+ y Cl^- . Sin embargo si a este equilibrio heterogéneo se agrega una disolución de amoníaco, lo que ocurrirá es que:

- a) Aumenta la sustancia precipitada
b) Se disuelve el precipitado
c) Se forma cloruro amónico
d) Se produce un complejo de Ag^+ y NH_3

SOLUCIÓN:

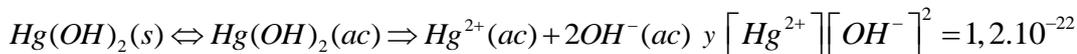
Como $AgCl(s) + 2NH_3(ac) \Leftrightarrow Ag(NH_3)_2Cl(ac)$, con lo cual se disuelve parcialmente el precipitado de $AgCl$, por la formación de un complejo amoniacal con la Ag^+ . Son correctas las propuestas b y d.

45. El mercurio es ese metal que aparecía en todas las casas, y que al romper un termómetro de los antiguos, formaba una bolitas que no había como cogerlas ni como limpiarlas, pues rápidamente escapaban del alcance de cualquier escoba, es un veneno muy peligroso. La máxima concentración permitida en el agua es de 0,5 ppm, o sea 0,5 mg. por litro. Por ello la concentración de iones Hg^{2+} a la que comenzará a precipitar el hidróxido de mercurio(II) será mayor de:

- a) $2,5 \cdot 10^{-6} M$ b) $2,5 \cdot 10^{-5} M$ c) $2,5 \cdot 10^{-4} M$ d) $2,5 \cdot 10^{-3} M$

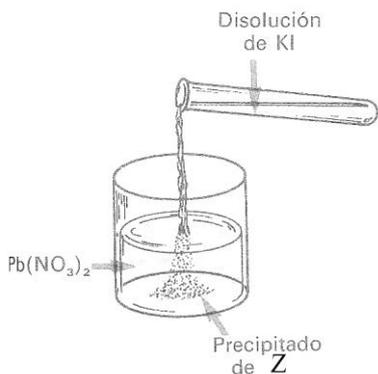
DATOS: K_{ps} hidróxido mercúrico = $1,2 \cdot 10^{-22}$. MASAS ATÓMICAS: Hg = 200,6

SOLUCIÓN:



Si la máxima concentración es 0,5 mg/L como la masa molar es 200,6 g/mol

$$[Hg^{2+}] = 0,5 \frac{mg}{L} \cdot \frac{g}{1000mg} \cdot \frac{mol}{200,6g} = 2,49 \cdot 10^{-6} \frac{mol}{L}, \text{ como se propone en a.}$$



46. El dibujo muestra como se echa una disolución de yoduro potásico sobre otra de nitrato de plomo, dando lugar a la formación del precipitado Z. Naturalmente dirás que Z es:

- a) Nitrato de potasio b) Nitrato de plomo(II)
c) Yoduro potásico d) Yoduro de plomo(II)

SOLUCIÓN:

La reacción producida es $Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 \downarrow + 2KNO_3$. Por lo que el precipitado Z, corresponde al yoduro de plomo(II) como se propone en d.

47. La concentración de iones mercúricos en ppm (partes por millón) a la que comenzará a precipitar el $Hg(OH)_2$, en las aguas de un río cuya concentración de hidróxido es de $10^{-6} M$. será de:

- a) $2,8 \cdot 10^{-5}$ b) $2,8 \cdot 10^{-11}$ c) $2,8 \cdot 10^{-15}$ d) $2,8 \cdot 10^{-8}$

DATOS: K_{ps} hidróxido mercúrico = $1,2 \cdot 10^{-22}$ MASAS ATÓMICAS: Hg = 200,6/O = 16/H = 1.

SOLUCIÓN:



$$[Hg^{2+}][10^{-6}]^2 = 1,2 \cdot 10^{-22}; [Hg^{2+}] = \frac{1,2 \cdot 10^{-22}}{10^{-12}} = 1,2 \cdot 10^{-10} \frac{mol}{L}; \text{ Masa molar} = 200,6 + 34 = 234,6g/mol$$

$$[Hg^{2+}] = 1,2 \cdot 10^{-10} \frac{mol}{L} \cdot 234,6 \frac{g}{mol} \cdot 1000 \frac{mg}{g} = 2,81 \cdot 10^{-5} \frac{mg}{L} = 2,81 \cdot 10^{-5} ppm. \text{ Puesto que mg/kg, equivale a ppm. Es correcta la propuesta a.}$$

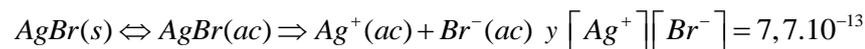
48. La concentración de ion bromuro en el agua del mar es de 0,07g/litro, mientras que la de ion cloruro es de 19g/litro. Si se agrega al agua de mar nitrato de plata:

- a) Precipitará primero el AgBr b) Precipitará primero el AgCl c) No precipitará ninguno

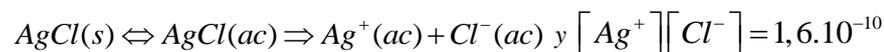
DATOS: K_{ps} . AgCl = $1,6 \cdot 10^{-10}$. K_{ps} . AgBr = $7,7 \cdot 10^{-13}$. MASAS ATÓMICAS: Br = 80/Cl = 35,5.

SOLUCIÓN

$$[Br^{-}] = 0,07 \frac{g}{L} \cdot \frac{mol}{80g} = 8,75 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L}; [Cl^{-}] = 19 \frac{g}{L} \cdot \frac{mol}{35,5g} = 0,54 \frac{mol}{L}$$



$$\text{Para que precipite } Q_{AgBr} = [Ag^{+}] \cdot 8,75 \cdot 10^{-4} > 7,7 \cdot 10^{-13} [Ag^{+}] > \frac{7,7 \cdot 10^{-13}}{8,75 \cdot 10^{-4}} = 8,8 \cdot 10^{-10} \frac{mol}{L}$$



$$\text{Para que precipite } Q_{AgCl} = [Ag^{+}] \cdot 0,54 > 1,6 \cdot 10^{-10}; [Ag^{+}] > \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,54} = 2,96 \cdot 10^{-10} \frac{mol}{L}$$

Por lo tanto necesita menos cantidad de ion plata para precipitar el AgCl. Es correcta la b.

49. A una disolución 3M de perclorato de rubidio, se le agrega otra de perclorato de litio, y por efecto del ion común la concentración de Rb^+ , se hace 111 veces mas pequeña. Con estos datos dirás que la constante de producto de solubilidad del perclorato de rubidio es:

- a) $7,3 \cdot 10^{-2}$ b) $2,9 \cdot 10^{-2}$ c) $7,3 \cdot 10^{-4}$ d) $2,9 \cdot 10^{-4}$

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que $RbClO_4(s) \rightleftharpoons RbClO_4(ac) \Rightarrow Rb^+(ac) + ClO_4^-(ac)$, de forma que y $[Rb^+][ClO_4^-] = K_{ps}$ y que $LiClO_4(s)(ac) \Rightarrow Li^+(ac) + ClO_4^-(ac)$, al agregarlo la concentración pasa de 3M, a $(3/111) M$ por lo que $[Rb^+] = [ClO_4^-] = \frac{3}{111}$ y $K_{ps} = [Rb^+][ClO_4^-] = \left(\frac{3}{111}\right)^2 = 7,3 \cdot 10^{-4}$, como se propone en c

50. La expresión de la normalidad de una disolución saturada de un compuesto de fórmula AB_2 en función de su constante del producto de solubilidad, será:

- a) $\sqrt[3]{K_{ps}}$ b) $\sqrt[3]{2K_{ps}}$ c) $\sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{2}}$ d) $\sqrt{2K_{ps}}$

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que la valencia de A es 2, y que por lo tanto $N=M \cdot \text{valencia}$, $M=N/2$, sustituyendo en la concentración de AB_2 , y sabiendo que $K_{ps} = [M][2M]^2 = 4M^3 = 4\left(\frac{N}{2}\right)^3 = \frac{N^3}{2}$, despejando N, $N = \sqrt[3]{2K_{ps}}$ como se expone en b.

51. Dos sales de fórmulas AB y A_2C , tienen solubilidades molares S_1 y S_2 , si sus constantes del producto de solubilidad son iguales, dirás que la relación entre S_1 y S_2 es:

- a) 1 b) $\sqrt{2S_2}$ c) $2\sqrt{S_2}$ d) $\sqrt{2S_1}$

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que $K_{psAB} = [S_1][S_1] = [S_1]^2$ y $K_{psA_2C} = [2S_2]^2[S_2] = 4[S_2]^3$, igualando, $[S_1]^2 = 4[S_2]^3$. De lo que la relación será $2\sqrt{S_2}$. Es correcta la propuesta c.

52. Se pretende preparar una disolución saturada de sulfato de plata ($K_{ps}=1,7 \cdot 10^{-5}$), en la que la concentración de ion plata sea igual a la del sulfato. Los gramos de sulfato sódico necesarios que habrá que disolver en 1 litro de disolución para conseguirlo será aproximadamente de:

- a) 0,3 b) 0,03 c) 2,0 d) 1,8

DATOS: MASAS ATÓMICAS: S=32, O=16, Na=23

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que $Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons Ag_2SO_4(ac) \Rightarrow Ag^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$, de forma que y $[Ag^+]^2[SO_4^{2-}] = K_{ps}$ y que $K_2SO_4(s) \Rightarrow K_2SO_4(ac) \Rightarrow 2K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$, Si consideramos la solubilidad molar del primero x, tendremos que por las condiciones del enunciado $[2x] = [x+M]$, siendo M la molaridad del sulfato sódico disuelto, de lo que $[x]=[M]$, sustituyendo en la expresión de la constante del producto de solubilidad,

$[2x]^2[x+M] = K_{ps}$ tendremos que $4M^2 \cdot 2M = 8M^3 = K_{ps}$; $M = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{8}} = 1,29 \cdot 10^{-2} \frac{mol}{L}$. Para calcular los

gramos se multiplicará por la masa molar del sulfato sódico (142g/mol). $g_{K_2SO_4} = 1,29 \cdot 10^{-2} \frac{mol}{L} \cdot 142 \frac{g}{mol} = 1,83g$

Es correcta la propuesta d.

53. Se pretende preparar una disolución saturada de cromato de plata ($K_{ps}=1,1 \cdot 10^{-12}$), en la que la concentración de cromato sea el doble de la del ion plata. Los gramos de cromato potásico necesarios que habrá que disolver en 1 litro de disolución para conseguirlo serán:

- a) 2 b) 0,005 c) 0,02 d) 1

DATOS: MASAS ATÓMICAS: Cr=52, O=16, K=39

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que $Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons Ag_2CrO_4(ac) \Rightarrow 2Ag^+(ac) + CrO_4^{2-}(ac)$, de forma que y

$[Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}] = K_{ps}$ y que $K_2SO_4(s) \Rightarrow K_2SO_4(ac) \Rightarrow 2K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$, Si consideramos la concentración del ion plata $2x$, y la inicial del cromato x , tendremos que por las condiciones del enunciado $2[2x] = [x + M]$, siendo M la molaridad del cromato potásico disuelto, de lo que $[x] = [M]/3$, sustituyendo en la expresión

de la constante del producto de solubilidad, $\left[2 \frac{M}{3}\right]^2 \left[\frac{M}{3} + M\right] = K_{ps}$ tendremos que;

$$M = \sqrt[3]{\frac{27K_{ps}}{16}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L}. \text{ Para calcular los gramos se multiplicará por la masa molar del cromato potásico}$$

$$(194g/mol). g_{K_2CrO_4} = 1,510^{-4} \frac{mol}{L} \cdot 194 \frac{g}{mol} = 0,0238g. \text{ Es correcta la propuesta c.}$$

54. El saturnismo no es una enfermedad de futuros astronautas, ni tampoco hace referencia a un estado psíquico de estudiantes en períodos de exámenes. Es realmente un envenenamiento por plomo, puesto que por su carácter pesado se le relacionó con el planeta más lento del sistema solar; saturno. Debido a su antigua utilización en gasolinas etiladas para reforzar su octanaje, su ingestión se puede realizar sin darnos cuenta hasta por vía respiratoria. De esta forma viviendo cerca de una carretera absorbemos por esta vía mas de 0,05 mg. por día, de los cuales un 40% pasan a la sangre. Los iones Pb^{+2} se combinan con el azufre proteínico extrayéndolo de las estructuras en las que se encuentra, y formando sulfuro plumboso con $K_{ps}=1,0 \cdot 10^{-29}$. Teniendo en cuenta que tenemos aproximadamente 5 litros de sangre, el tiempo que se necesitaría para absorber la cantidad de plomo para que precipite en la sangre sería de:

- a) Menos de un día b) Aproximadamente un mes
c) Cerca de un año d) Toda la vida

Masa atómica del plomo 207

SOLUCIÓN:

$$[Pb^{2+}][S^{2-}] = x^2 = 1 \cdot 10^{-29}, \text{ de lo que la máxima concentración de plomo}^{2+} \text{ que puede existir sería de } 3,3 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

$$\text{Por otra parte absorbemos en la sangre surgirán } n_{Pb^{2+}} = 0,04mg \cdot \frac{1g}{1000mg} \cdot \frac{1mol}{207g} \cdot 0,4 = 7,73 \cdot 10^{-8} \text{ mol al día, lo}$$

$$\text{que supone una concentración } [Pb^{2+}] = \frac{7,73 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{5 \text{ litros}} = 1,54 \cdot 10^{-8} \frac{mol}{L}, \text{ muy superior a la máxima permitida. La}$$

respuesta correcta sería la a.

55. La precipitación cuantitativa, suele considerarse cuando sólo el 0,1% de la concentración inicial de un ion permanece en la disolución. Según eso, el número de moles de yodato potásico que deberán añadirse a un litro de disolución 0,1M de yodato de bario, para la separación cuantitativa del ion Ba^{2+} , será de:

- a) 0,004 b) 0,2 c) 0,04 d) 0,02

DATO. K_{ps} yodato de bario = $1,5 \cdot 10^{-9}$

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que la concentración de Ba^{2+} que debe quedar será 0,1% de 0,1M,

$$[Ba^{2+}] = \frac{0,1}{100} \cdot 0,1 \frac{mol}{L} = 10^{-4} \frac{mol}{L}. \text{ Como } [Ba^{2+}][IO_3^-]^2 = 1,5 \cdot 10^{-9}; [IO_3^-] = \sqrt{\frac{1,5 \cdot 10^{-9}}{10^{-4}}} = 3,9 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L}. \text{ Como la}$$

precipitación $Ba^{2+}(ac) + 2IO_3^-(ac) \Rightarrow Ba(IO_3)_2(ac)$, y había 0,1mol/L de Ba^{2+} por lo tanto se añadirá 0,2mol de yodato que junto con lo necesario para la precipitación hacen $0,2 + 0,0039 = 0,204$ moles de yodato potásico. Es correcta la propuesta b.

56. Tienes un litro de disolución que contiene iones Ca^{2+} 0,02M y Ba^{2+} 0,02M, que pretendes separar cuantitativamente, para ello agregas sulfato sódico sólido. Los gramos necesarios para que se produzca dicha separación serán:

- a) 0,1 b) 0,01 c) 0,001 d) 1

DATOS: $K_{ps} \text{CaSO}_4 = 10^{-5}$, $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,5 \cdot 10^{-9}$. MASAS ATÓMICAS: S=32, O=16, Na=23

SOLUCIÓN:

$$\text{Como } [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-9}; [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1,5 \cdot 10^{-9}}{0,02} = 7,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{Como } [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5}; [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-5}}{0,02} = 0,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por lo tanto precipita antes del sulfato bórico. Para la separación cuantitativa del ion Ba^{2+} , como se ha dicho en el test anterior, hace falta que quede el 0,1%, o sea que la concentración final de este ion sea

$$0,02 \text{ mol/L} \cdot 0,001 = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L. Para ello } [\text{SO}_4^{2-}] > \frac{1,5 \cdot 10^{-9}}{2 \cdot 10^{-5}} = 7,5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ pero insuficiente para que precipite el}$$

sulfato de calcio. Como la masa molar del $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 46 + 96 = 142 \text{ g/mol}$. $g_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 7,5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 142 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,01 \text{ g}$. Como se propone en b.

57. La concentración de ion cloruro en el agua del mar es de 19g/litro. El volumen de una disolución 0,02M de nitrato de plata que habrá que añadir a un litro de agua de mar, para iniciar la precipitación del cloruro de plata será en mL, aproximadamente de:

- a) $1,5 \cdot 10^{-3}$ b) $1,5 \cdot 10^{-5}$ c) $1,5 \cdot 10^{-8}$ d) $1,5 \cdot 10^{-1}$

DATOS: K_{ps} cloruro de plata = $1,6 \cdot 10^{-10}$. MASAS ATÓMICAS: Cl=35,5.

SOLUCIÓN:

$$[\text{Cl}^-] = 19 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{\text{mol}}{35,5 \text{ g}} = 0,54 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; \text{AgCl}(s) \Leftrightarrow \text{AgCl}(ac) \Rightarrow \text{Ag}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac) \text{ y}$$

$$\text{Para que precipite } Q > K_{ps} \Rightarrow [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ y } [\text{Ag}^+] > \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,54} = 2,96 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

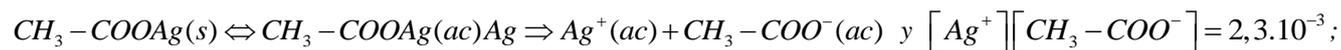
$$2,96 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \frac{1}{V} = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; V = 1,48 \cdot 10^{-5} \text{ mL}$$

58. El acetato de plata, fue descrito por primera vez por Margraff, a mediados del siglo XVIII. Los gramos de acetato de plata que pueden disolverse en 1,26 litros de nitrato de plata 0,15M serán aproximadamente :

- a) 3g b) 2g c) 1g d) 4g

DATOS: Su K_{ps} es $2,3 \cdot 10^{-3}$. MASAS ATÓMICAS: C=12/Ag=107/O=16/

SOLUCIÓN:



como $\text{AgNO}_3(ac) \Rightarrow \text{Ag}^+(ac) + \text{NO}_3^-(ac)$ que le proporciona $\text{mol}_{\text{Ag}^+} = 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,26 \text{ L} = 0,189 \text{ mol}$. Siendo x los

mol/L de Ag^+ en la disolución deberá cumplirse que $(x+0,15)(x) = 2,3 \cdot 10^{-3}$. En este caso no se debe despreciar x frente a 0,15. Resolviendo la ecuación $x^2 + 0,15x - 0,0023 = 0$; $x = 0,014 \text{ mol/L}$

Masa molar = $107 + 24 + 32 + 3 = 165 \text{ g/mol}$; $g = 0,014 \text{ mol/L} \cdot 165 \text{ g/mol} = 2,3 \text{ g}$ en 1L, por lo tanto en 1,26L; 2,9g, como propone a.



Fig.1



Fig.2



Fig.3

59*. Pretendes hacer el experimento de la "Lluvia de oro" (fig.3), y para eso tomas una disolución de $Pb(NO_3)_2$ 0,1M, y la mezclas lentamente con otra de KI 0,1M. Como observas en las figuras 1 y 2, la relación entre los volúmenes de la segunda y la primera es 2. Esto se debe a:

- La estequiometría de la reacción
- Se pone mas cantidad porque siempre se pierden moles del segundo reactivo
- Deberá haber el doble de moles de yoduro potásico
- La densidad del nitrato de plomo es mayor

SOLUCIÓN:

La reacción producida es: $Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 \downarrow + 2KNO_3$. Como se observa deben existir el doble del número de moles de KI, que del otro reactivo, de lo contrario sobrarían. Son correctas las propuestas a y c.

60. En la práctica anterior, tomas 100mL de Nitrato de plomo 0,1M, y 300mL de yoduro potásico 0,1M, echando lentamente una sobre la otra, al cabo de un tiempo apreciable, para que toda la lluvia de oro (PbI_2), se deposite en el fondo del vaso o de la probeta. Se recoge el precipitado. Una vez filtrado y secado dicho precipitado, pesará aproximadamente en g:

- 4,5
- 10
- 0,5
- 1

DATOS: $K_{ps} PbI_2 = 1,4 \cdot 10^{-8}$

MASAS ATÓMICAS Pb=207,2; I=126,9

SOLUCIÓN:

Como $Pb(NO_3)_2(ac) \Rightarrow Pb^{2+}(ac) + 2NO_3^-(ac)$ que proporcionan $n_{Pb^{2+}} = 0,1 \frac{mol}{L} \cdot 100mL \left(\frac{1L}{1000mL} \right) = 10^{-2} mol$

$2KI(ac) \Rightarrow 2K^+(ac) + 2I^-(ac)$; que proporcionan $n_{I^-} = 0,1 \frac{mol}{L} \cdot 300mL \left(\frac{1L}{1000mL} \right) = 3 \cdot 10^{-2} mol$

Con ello las concentraciones respectivas serán: Suponiendo los volúmenes aditivos el volumen total será de 400mL, por lo que las concentraciones de iones serán:

$$[Pb^{2+}(ac)] = \frac{10^{-2} mol}{0,4L} = 0,025 \frac{mol}{L}, \text{ mientras que } [I^-(ac)] = \frac{3 \cdot 10^{-2} mol}{0,4L} = 0,075 \frac{mol}{L}.$$

$Q = [Pb^{2+}][I^-]^2 = 0,025 \cdot (0,075)^2 = 1,4 \cdot 10^{-4} > 1,4 \cdot 10^{-8}$, por lo cual precipitará. El Pb^{2+} es el reactivo limitante, por lo

tanto según la estequiometria sobraré yoduro $0,03 - 2(0,01) = 0,01 mol$, o sea $[I^-(ac)] = \frac{0,01 mol}{0,4L} = 0,025 \frac{mol}{L}$

Como sobran 0,01 moles, la masa de yoduro de plomo(II), precipitada será $g = 0,025 mol/L \cdot 461 g/mol \cdot 0,4L = 4,61 g$, como se propone en a.