

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

**REACCIONES DE PRECIPITACIÓN.
PRODUCTO DE SOLUBILIDAD**

2012

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN: Son aquellas en las cuales el producto formado es un sólido insoluble, que recibe el nombre de precipitado

DISOLUCIÓN SATURADA: Es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto que admite el disolvente.

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD: Cuando se pone un compuesto poco soluble en un determinado disolvente, una pequeña cantidad de él se disuelve hasta alcanzar la saturación y una parte de éste, se disocia, estableciéndose un doble equilibrio:

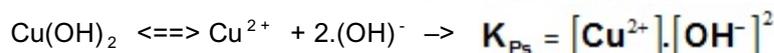
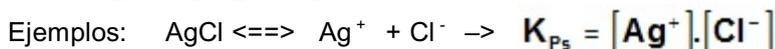


El primero de los dos equilibrios es un equilibrio heterogéneo, en el cual la concentración del soluto disuelto es prácticamente constante e igual al valor de su concentración de saturación. Para el segundo

equilibrio se puede establecer la constante de equilibrio K_c , que es: $K_c = \frac{[A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b}{[A_a B_b]}$ en la cual

al ser $[A_a B_b]$ prácticamente constante mientras exista fase sólida, su valor se asocia con la K_c , y la nueva constante recibe el nombre de **Constante del producto de solubilidad** o simplemente **Producto de solubilidad**, y es:

$$K_{ps} = [A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b$$



El producto de solubilidad controla por tanto el equilibrio entre el soluto no disuelto y las especies iónicas, lo cual hace que si disminuye la concentración de alguna o de todas las especies iónicas, se disolverá más soluto no disuelto para restablecer el equilibrio, y viceversa, si aumenta la concentración de las especies iónicas, parte de ellas pasarán al estado sólido precipitando, para que se restablezca el equilibrio. Por tanto, para una sal poco soluble se cumple que:

- Cuando el producto de las concentraciones de los iones procedentes de la disociación de la sal elevados a sus respectivos coeficientes es mayor que su producto de solubilidad, ésta precipita. Es la condición necesaria para que la sal precipite
- Cuando el producto de las concentraciones de los iones procedentes de la disociación de la sal elevados a sus respectivos coeficientes es menor que el valor de su producto de solubilidad, la sal no precipita. Es la condición necesaria para que una sal se disuelva

SOLUBILIDAD: Es la cantidad de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de disolvente. En general se considera insoluble cualquier sustancia cuya solubilidad sea menor de 0,01 mol/L. Puede expresarse con cualquier expresión de la concentración: Molaridad, g/L, aunque suele utilizarse también g/100 mL

Cálculo de solubilidades a partir del producto de solubilidad y viceversa.

A partir de esta relación entre solubilidad y producto de solubilidad puede determinarse tanto el producto de solubilidad de un compuesto a partir de su solubilidad como a la inversa.

REGLAS DE SOLUBILIDAD: En general, los compuestos covalentes son solubles en disolventes apolares e insolubles en disolventes polares, mientras que los compuestos iónicos son solubles en agua y otros disolventes polares e insolubles en disolventes apolares.

A pesar de que no hay reglas para predecir la solubilidad de los diferentes compuestos iónicos en agua (que es el disolvente más común), experimentalmente se han establecido una serie de reglas

empíricas:

Para los cationes: Son solubles en agua todos los compuestos iónicos comunes de los iones de los metales alcalinos (Grupo 1^a) y los del ion amonio: NH_4^+

Para los aniones, podemos establecer la siguiente tabla:

Principalmente solubles en agua	Principalmente insolubles en agua
NO₃⁻ ... Nitratos	S²⁻ ... Sulfuros, excepto los de los grupos 1A, 2 A y el $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
Ac⁻ Acetatos	
Cl⁻ Cloruros, excepto AgCl , PbCl_2 y Hg_2Cl_2	CO₃²⁻ .. Carbonatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
Br⁻ ... Bromuros excepto AgBr , PbBr_2 HgBr_2 y Hg_2Br_2	PO₄³⁻ .. Fosfatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
I⁻ ... Yoduros excepto AgI , PbI_2 ; HgI_2 y Hg_2I_2	OH⁻ .. Hidróxidos, excepto los del grupo 1 ^a , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ y $\text{Ba}(\text{OH})_2$
SO₄²⁻ .. Sulfatos, excepto CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4	

EFECTO DEL ION COMÚN

Cuando tenemos una disolución en la que existen varios solutos disociados que contengan un ion común, a la hora de calcular la solubilidad de uno de ellos, la concentración de cada uno de los iones que intervienen en la expresión del producto de solubilidad es la total de dicho ion en la disolución, sin que haya que tener en cuenta la procedencia del mismo.

ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE PRECIPITACIÓN

- 1- Disponemos de una disolución saturada de hidróxido de aluminio a 25°C. Teniendo en cuenta que a dicha temperatura el producto de solubilidad de dicho compuesto es igual a $3,70 \cdot 10^{-15}$, Calcule la concentración de iones Al^{3+} en la disolución así como la solubilidad del hidróxido de aluminio en agua pura, expresada en g/L. ¿Cual es el pH de esta disolución?
- 2- Calcular la solubilidad en mol/L de una sal A_3B_2 , poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es $K_p = 1,08 \cdot 10^{-23}$
- 3- Se prepara una disolución añadiendo 750 mL de $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$, 0,004 M a 300 mL de KIO_3 , 0,02 M ¿se formará precipitado de $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ ($K_{ps} = 1,9 \times 10^{-10}$)
- 4- Se tiene una disolución 0,001 M en Sr^{2+} y 2 M en Ca^{2+} . Se pide calcular:
- ¿Cual será el catión que precipitará en primer lugar al añadir lentamente una disolución de Na_2SO_4 0,1 M
 - ¿Cual será la concentración del catión que precipita en primer lugar cuando empieza a precipitar el segundo?
- DATOS: K_{ps} del SrSO_4 : 10^{-7} ; K_{ps} del CaSO_4 : 10^{-5}
- 5 - Se mezclan 30 mL de una disolución 0,01 M de AgNO_3 con 20 mL de otra disolución de cromato potásico de la misma concentración Con estos datos y sabiendo que el producto de solubilidad del cromato de plata, K_{ps} , es igual a $1,1 \cdot 10^{-12}$
- 1ª - No se formará precipitado de cromato de plata porque:
- $[\text{Ag}^+]$ es menor que la necesaria para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{-2}] \geq K_{ps}$
 - $[\text{CrO}_4^{-2}]$ es menor que la necesaria para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{-2}] \geq K_{ps}$
 - Tanto la $[\text{Ag}^+]$ como la $[\text{CrO}_4^{-2}]$ son menores que las necesarias para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{-2}] \geq K_{ps}$
 - Ninguna respuesta es correcta.
- 2ª.- La $[\text{CrO}_4^{-2}]$ procedente del equilibrio de solubilidad será:
- $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 - $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 - $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 - Ninguna solución es correcta
- 3ª.- La $[\text{Ag}^+]$ inicial en la mezcla será:
- $6 \cdot 10^{-3}$ M
 - 10^{-2} M
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M
 - Ninguna es correcta.
- 4ª.- La $[\text{Ag}^+]$ procedente del equilibrio de solubilidad del CrO_4Ag_2 será:
- $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 - $3,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L
 - $6,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 - Ningún resultado es correcto.
- 6 - Sabiendo que el producto de solubilidad del yodato de bario a una determinada temperatura es $6 \cdot 10^{-10}$ y conociendo las siguientes masas atómicas: Ba=137,4, I=126,9 y O=16, señale en las preguntas que se formulan a continuación, la respuesta que considere que es la correcta:
- 1.- La solubilidad a dicha temperatura del yodato de bario expresada en moles./L será:
- $1,5 \cdot 10^{-4}$
 - $2,46 \cdot 10^{-4}$
 - $5,31 \cdot 10^{-4}$
 - Ninguna solución es la correcta.
- 2.- Los gramos de ión bario que hay en 250 mL de una disolución saturada de dicha sal serán:
- $7,29 \cdot 10^{-2}$
 - $2,06 \cdot 10^{-6}$
 - $1,18 \cdot 10^{-4}$
 - Ningún resultado es correcto
- 3.- Los gramos de ión yodato que hay en 250 mL de una disolución saturada de dicha sal serán:
- $1,06 \cdot 10^{-3}$
 - $4,5 \cdot 10^{-2}$
 - 0,18
 - Ningún resultado es correcto.
- 4.- La normalidad de la disolución saturada será:
- $1,06 \cdot 10^{-1}$
 - $1,06 \cdot 10^{-2}$
 - $1,06 \cdot 10^{-3}$
 - Ninguna de ellas
- 7- ¿Cuántos gramos de BaF_2 se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en Ba^{2+} ?
Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ; K_{ps} para $\text{BaF}_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$
- 8- A una disolución que contiene 5,85 g/L de cloruro sódico y 1,942 g/L de cromato potásico, se añade

progresivamente otra de iones plata. Entre las sales de plata que se forman ¿cuál precipitará primero? (DATOS: K_s del cloruro de plata = 10^{-10} . K_s del cromato de plata = $4 \cdot 10^{-12}$. Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; Cr = 52; O = 16; K = 39,1).

a) Primero el Ag_2CrO_4 ; b) Primero el AgCl ; c) Ambos a la vez

9- El producto de solubilidad del oxalato de plata, $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es $3,4 \times 10^{-11}$. Calcular cuántos gramos hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución saturada de dicha sal. Masas atómicas de Ag, C y O, 107,86, 12,01 y 15,99 g/mol respectivamente

10 - Determinar si la solubilidad del aluminio en ríos y lagos cuyo pH es ácido es menor que cuando el pH es neutro. Dato: pK_s para el $\text{Al}(\text{OH})_3 = 32,7$

11 - Se vierte un agua residual, con una concentración de fosfatos de 94,97 mg/L, a un acuífero donde, por exigencias legales, sólo se permite un concentración en fosfatos $\leq 0,2$ mg/L. Por ello antes de verterla se trata con una cantidad estequiométrica de cloruro de aluminio para tratar de precipitar el fosfato. ¿Se conseguirá? ($K_{\text{PS}(\text{ALPO}_4)} = 1,3 \times 10^{-20}$)

12 - Calcular la constante del producto de solubilidad del sulfato de plata a 25°C , si la solubilidad de la sal en el agua a esa temperatura es de $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

13 - Calcular la constante del producto de solubilidad del $\text{Co}(\text{OH})_2$, si su solubilidad en agua es de $s = 5,4 \cdot 10^{-6}$ mol/L. ¿Cual es el pH de esta disolución?

14 - La solubilidad del Hidróxido de hierro(III) en agua pura es $9,8 \cdot 10^{-11}$ mol/L. Calcular su solubilidad en una disolución de pH = 10.

15 - Una sal poco soluble en agua, de formula molecular A_2B_3 , presenta una solubilidad en agua de 10^{-4} moles/L a 25°C . ¿Qué valor tiene su producto de solubilidad?

16 - El producto de solubilidad de las sales AX , BX_2 y C_2X_3 es el mismo en los tres casos e igual a $4 \cdot 10^{-12}$. ¿Presentan la misma solubilidad? Justificar la respuesta.

17 - Responda razonadamente a la siguiente cuestión:

- A 25°C la solubilidad del bromuro de plata es $5,74 \cdot 10^{-7}$. Calcule el producto de solubilidad de dicha sal a esa temperatura.

18 - El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es $1,6 \cdot 10^{-14}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del hidróxido de hierro(II) en agua.

b) El pH de una disolución saturada de esta sal.

19 - A una disolución que contiene 10 g de ion plomo y 10 mg de ion bario por litro, se le añade lentamente ácido sulfúrico diluido hasta comienzo de la precipitación. Deducir razonadamente quién precipita primero.

20 - Al mezclar BaCl_2 y Na_2SO_4 se produce un precipitado de BaSO_4 . Si las soluciones iniciales contienen 0,00050 y 0,000050 mol/L de Ba^{2+} y SO_4^{2-} respectivamente. Calcule:

1.- La concentración molar de SO_4^{2-} que queda después de precipitar el sulfato de bario.

2.- Porcentaje de SO_4^{2-} que no precipita.

Datos: K_{ps} del sulfato de bario = $1,1 \times 10^{-10}$.

21 - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ es igual a $2,5 \cdot 10^{-13}$. Calcule:

a. La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en g/L.

b. El pH de la disolución saturada.

PROBLEMAS RESUELTOS

1 - Disponemos de una disolución saturada de hidróxido de aluminio a 25°C. Teniendo en cuenta que a dicha temperatura el producto de solubilidad de dicho compuesto es igual a $3,70 \cdot 10^{-15}$, Calcule la concentración de iones Al^{3+} en la disolución así como la solubilidad del hidróxido de aluminio en agua pura, expresada en g/L. ¿Cual es el pH de esta disolución?

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del hidróxido de aluminio en disolución acuosa es:

	$\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+} +$	3OH^-
Inicial	C		
En el equilibrio	C - s	s	3.s

Siendo **s** solubilidad del Hidróxido de aluminio.

La expresión del producto de solubilidad es: **$P_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$**

Al sustituir, queda: $3,70 \cdot 10^{-15} = s \cdot (3.s)^3$; **$s = \sqrt[4]{\frac{3,70 \cdot 10^{-15}}{27}} = \sqrt[4]{1,37 \cdot 10^{-16}}$**

$$s = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Para pasarla a mg/L, hemos de tener en cuenta el Pm del compuesto, que es: 78 g/mol, por lo que nos quedara: $s = 1,08 \cdot 10^{-4} \cdot 78 = 8,42 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} \Rightarrow$ **$s = 8,42 \text{ mg/L}$** .

Para calcular el pH, determinamos el pOH de esta disolución, que es:

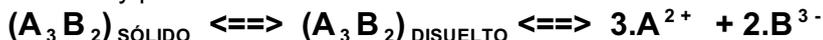
$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(3.s) = -\lg(3 \cdot 1,08 \cdot 10^{-4}) = -\lg 3,24 \cdot 10^{-4} = 3,5;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,5 ; \text{pH} = 10,5$$

2 - Calcular la solubilidad en mol/L de una sal A_3B_2 , poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es $K_p = 1,08 \cdot 10^{-23}$.

RESOLUCIÓN

La reacción de disolución y posterior disociación de esa sal es:



en la cual la cantidad de sal disuelta sin disociar ("a") es prácticamente constante mientras exista sal sólida. Así, llamando "s" a la solubilidad (nº de moles de sal disueltas y disociadas, podemos escribir el equilibrio de disociación

	$(\text{A}_3\text{B}_2)_{\text{SÓLIDO}}$	\rightleftharpoons	$3\text{A}^{2+} +$	2B^{3-}
Inicial	a		---	---
En equilibrio	a		3.s	2.s

La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_p = [\text{A}^{2+}]^3 \cdot [\text{B}^{3-}]^2$$

Al sustituir, podemos determinar el valor de la solubilidad "s": $1,08 \cdot 10^{-23} = (3.s)^3 \cdot (2.s)^2$; $1,08 \cdot 10^{-23} = 108.s^5$ de donde **$s = 10^{-5} \text{ mol/L}$**

3 - Se prepara una disolución añadiendo 750 mL de $\text{Ce(NO}_3)_3$, 0,004 M a 300 mL de KIO_3 , 0,02 M ¿se formará precipitado de $\text{Ce(IO}_3)_3$ ($K_{ps} = 1,9 \times 10^{-10}$)

RESOLUCIÓN

Para que se forme el precipitado de $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$, las concentraciones del Ce^{3+} , procedente del $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$ y del $(\text{IO}_3)^-$ procedente del KIO_3 han de ser tales que se cumpla que: $[\text{Ce}^{3+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^3 \geq 1,9 \times 10^{-10}$, ya que el equilibrio de disociación del $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ es:



Por tanto, vamos a calcular las concentraciones de ambas especies, teniendo en cuenta que al mezclar ambas disoluciones el volumen total de la disolución obtenida será la suma de los volúmenes de ambas, es decir:

$$V_{\text{TOTAL}} = 750 + 300 = 1050 \text{ MI}$$

Las cantidades de las dos especies las calculamos a partir de los equilibrios de disociación de ambas sales, y las cantidades de ambas (moles) que tenemos las deducimos a partir de la expresión de la Molaridad:

$\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$: $n = V \cdot M = 0,750 \cdot 0,004 = 3 \cdot 10^{-3}$ moles, por lo que el equilibrio de disociación nos queda:

	$\text{Ce}(\text{NO}_3)_3 \rightleftharpoons$	$\text{Ce}^{3+} +$	$3 \cdot (\text{NO}_3)^-$
Moles iniciales	$3 \cdot 10^{-3}$ moles	---	---
Moles en equilibrio	---	$3 \cdot 10^{-3}$ moles	$9 \cdot 10^{-3}$ moles

KIO_3 : $n = V \cdot M = 0,300 \cdot 0,02 = 6 \cdot 10^{-3}$ moles, por lo que el equilibrio de disociación nos queda:

	$\text{KIO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{K}^+ +$	$(\text{IO}_3)^-$
Moles iniciales	$6 \cdot 10^{-3}$ moles	---	---
Moles en equilibrio	---	$6 \cdot 10^{-3}$ moles	$6 \cdot 10^{-3}$ moles

Por su parte, teniendo en cuenta lo indicado al principio con el equilibrio de disociación del $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$:

$$[\text{Ce}^{3+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^3 = \left(\frac{3 \cdot 10^{-3}}{1,050} \right) \cdot \left(\frac{6 \cdot 10^{-3}}{1,050} \right)^3 = 9,33 \cdot 10^{-8}$$

Y este valor es mayor que el K_{ps} : $9,33 \cdot 10^{-8} > 1,9 \times 10^{-10}$, por lo que sí precipita

4 - Se tiene una disolución 0,001 M en Sr^{2+} y 2 M en Ca^{2+} . Se pide calcular:

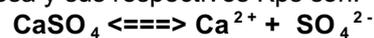
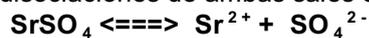
a) ¿Cual será el catión que precipitará en primer lugar al añadir lentamente una disolución de Na_2SO_4 0,1 M

b) ¿Cual será la concentración del catión que precipita en primer lugar cuando empieza a precipitar el segundo?

DATOS: K_{ps} del SrSO_4 : 10^{-7} ; K_{ps} del CaSO_4 : 10^{-5}

RESOLUCIÓN

A) Las disociaciones de ambas sales en disolución acuosa y sus respectivos K_{ps} son:



$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Y a partir de ambas, determinamos la concentración de ion sulfato con la cual empezará a precipitar cada una de las dos sales, que es:

$$10^{-7} = 0,001 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$10^{-5} = 2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-7}}{0,001} = 10^{-4} \text{ Molar}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-5}}{2} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ Molar}$$

Por tanto, precipitará antes el CaSO_4 , ya que es el que necesita menor concentración de ion sulfato

B) Cuando comience a precipitar el segundo, la concentración de ion sulfato es 10^{-4} Molar, por lo que la concentración de ion Ca^{2+} se obtiene a partir de la expresión del Kps:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]; \quad 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot 10^{-4} \quad [\text{Ca}^{2+}] = \frac{10^{-5}}{10^{-4}} = 0,1 \text{ Molar}$$

5 - Se mezclan 30 mL de una disolución 0,01 M de AgNO_3 con 20 mL de otra disolución de cromato potásico de la misma concentración. Con estos datos y sabiendo que el producto de solubilidad del cromato de plata, Kps, es igual a $1,1 \cdot 10^{-12}$

1).- No se formará precipitado de cromato de plata porque:

- a) $[\text{Ag}^+]$ es menor que la necesaria para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{2-}] \geq K_{ps}$
- b) $[\text{CrO}_4^{2-}]$ es menor que la necesaria para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{2-}] \geq K_{ps}$
- c) Tanto la $[\text{Ag}^+]$ como la $[\text{CrO}_4^{2-}]$ son menores que las necesarias para que se cumpla que $[\text{Ag}^+][\text{CrO}_4^{2-}] \geq K_{ps}$
- d) Ninguna respuesta es correcta. **(D)**

2).- La $[\text{CrO}_4^{2-}]$ procedente del equilibrio de solubilidad será:

- a) $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ; b) $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ; c) $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ; d) Ninguna solución es correcta **(D)**

3).- La $[\text{Ag}^+]$ inicial en la mezcla será:

- a) $6 \cdot 10^{-3}$ M b) 10^{-2} M c) $2 \cdot 10^{-2}$ M d) Ninguna es correcta. **(A)**

4).- La $[\text{Ag}^+]$ procedente del equilibrio de solubilidad del CrO_4Ag_2 será:

- a) $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ; b) $3,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L , c) $6,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L , d) Ningún resultado es correcto. **(D)**

RESOLUCIÓN

Las concentraciones de las dos especies que van a reaccionar para formar el precipitado de Ag_2CrO_4 : que son los iones Ag^+ y CrO_4^{2-} , y las calculamos partiendo de los números de moles de cada uno añadidos en las cantidades mezcladas y del volumen total de la disolución obtenida, teniendo en cuenta las disociaciones de las respectivas sales, aunque en los reactivos que nos dan, cada mol de sal origina un ion-mol de cada uno de sus respectivos iones:

<p style="text-align: center;">$\text{AgNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$</p> <p>Cada mol de AgNO_3 origina un mol de Ag^+, por lo que el nº de moles de Ag^+ coincide con el nº de moles de AgNO_3 disueltos</p> $M = \frac{n}{L}; \quad 0,01 = \frac{n}{0,03};$ <p>$n = 3 \cdot 10^{-4}$ moles de AgNO_3 disueltas y por tanto, moles del ion Ag^+ formadas</p>	<p style="text-align: center;">$\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$</p> <p>Cada mol de K_2CrO_4 origina un mol del ion CrO_4^{2-}, por lo que el nº de moles de CrO_4^{2-} coincide con el nº de moles de K_2CrO_4 disueltos:</p> $M = \frac{n}{L}; \quad 0,01 = \frac{n}{0,02};$ <p>$n = 2 \cdot 10^{-4}$ moles de K_2CrO_4 disueltas y por tanto, moles del ion CrO_4^{2-} formadas</p>
---	--

Dado que al mezclar ambas disoluciones el volumen total es la suma de los dos, (30 mL + 20 mL = 50 mL) las respectivas concentraciones de los dos iones serán:

$$\text{Ag}^+: \quad M = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{0,05} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ Molar en Ag}^+$$

$$\text{CrO}_4^{2-}: \quad M = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{0,05} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ Molar en CrO}_4^{2-}$$

La formación de un precipitado de Ag_2CrO_4 tendrá lugar si el producto de las concentraciones es mayor que el valor de la constante del producto de solubilidad, teniendo en cuenta la estequiometría de esta disociación, que es: $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$, por lo que la expresión del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$

Con las concentraciones que tenemos se cumple que: $1,1 \cdot 10^{-12} < (6 \cdot 10^{-3})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-3})$ y por lo tanto **sí**

se formará un precipitado de Ag_2CrO_4

Si queremos determinar las concentraciones de ambos iones en el equilibrio, establecemos la disociación correspondiente:

	Ag_2CrO_4	\rightleftharpoons	$2\text{Ag}^+ +$	CrO_4^{2-}
Iniciales	-----		$6 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$
En equilibrio	x		$6 \cdot 10^{-3} - 2x$	$4 \cdot 10^{-3} - x$

Siendo "x" el nº de mol/L del ion CrO_4^{2-} que reacciona (o de Ag_2CrO_4 formado)

Aplicándole la expresión del Producto de solubilidad: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$

$$1,1 \cdot 10^{-12} = (6 \cdot 10^{-3} - 2x)^2 \cdot (4 \cdot 10^{-3} - x), \text{ donde se plantea la ecuación de tercer grado que nos queda: } 4 \cdot x^3 - 0,04 \cdot x^2 + 1,32 \cdot 10^{-4} \cdot x = 1,4399 \cdot 10^{-7}$$

la cual se resuelve por tanteo, teniendo en cuenta que $0 < x < 3 \cdot 10^{-3}$ (para que ninguna de las cantidades que aparecen en el equilibrio sea CERO , dándole valores a "x" hasta que el valor del primer miembro sea prácticamente igual al del segundo.

Valor de x	Ecuación del Ps: $4 \cdot x^3 - 0,04 \cdot x^2 + 1,32 \cdot 10^{-4} \cdot x = 1,4399 \cdot 10^{-7}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-8} - 1,6 \cdot 10^{-7} + 2,64 \cdot 10^{-7} = 1,36 \cdot 10^{-7}$
$2,3 \cdot 10^{-3}$	$4,487 \cdot 10^{-8} - 2,116 \cdot 10^{-7} + 3,036 \cdot 10^{-7} = 1,407 \cdot 10^{-7}$
$2,8 \cdot 10^{-3}$	$8,781 \cdot 10^{-8} - 3,136 \cdot 10^{-7} + 3,696 \cdot 10^{-7} = 1,438 \cdot 10^{-7}$
$2,9 \cdot 10^{-3}$	$9,756 \cdot 10^{-8} - 3,364 \cdot 10^{-7} + 3,828 \cdot 10^{-7} = 1,4396 \cdot 10^{-7}$
$2,95 \cdot 10^{-3}$	$1,027 \cdot 10^{-7} - 3,481 \cdot 10^{-7} + 3,894 \cdot 10^{-7} = 1,44 \cdot 10^{-7}$
$2,91 \cdot 10^{-3}$	$9,857 \cdot 10^{-8} - 3,387 \cdot 10^{-7} + 3,841 \cdot 10^{-7} = 1,4399 \cdot 10^{-7}$

De donde deducimos que $x = 2,91 \cdot 10^{-3}$, y por tanto las concentraciones de ambas especies en el equilibrio son:

$$[\text{Ag}^+] = 6 \cdot 10^{-3} - 2x = 6 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 2,91 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L de Ag}^+}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 4 \cdot 10^{-3} - x = 4 \cdot 10^{-3} - 2,91 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L de CrO}_4^{2-}}$$

6 - Sabiendo que el producto de solubilidad del yodato de bario a una determinada temperatura es $6 \cdot 10^{-10}$ y conociendo las siguientes masas atómicas: Ba=137,4, I=126,9 y O=16, señale en las preguntas que se formulan a continuación, la respuesta que considere que es la correcta:

- 1.- La solubilidad a dicha temperatura del yodato de bario expresada en moles./L será:
a) $1,5 \cdot 10^{-4}$ b) $2,46 \cdot 10^{-4}$ c) $5,31 \cdot 10^{-4}$ d) Ninguna solución es la correcta. (C)
- 2.- Los gramos de ión bario que hay en 250 mL de una disolución saturada de dicha sal serán:
a) $7,29 \cdot 10^{-2}$ b) $2,06 \cdot 10^{-6}$ c) $1,18 \cdot 10^{-4}$ d) Ningún resultado es correcto (C)
- 3.- Los gramos de ión yodato que hay en 250 mL de una disolución saturada de dicha sal serán:
a) $1,06 \cdot 10^{-3}$ b) $4,5 \cdot 10^{-2}$ c) 0,18 d) Ningún resultado es correcto. (B)
- 4.- La normalidad de la disolución saturada será:
a) $1,06 \cdot 10^{-1}$ b) $1,06 \cdot 10^{-2}$ c) $1,06 \cdot 10^{-3}$ d) Ninguna de ellas (C)

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación del yodato de bario es: $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$

Si la solubilidad "s" en el nº de mol/L de sal disuelta y dissociada, la estequiometría de la reacción es:

	Ba(IO₃)₂	<====>	Ba²⁺ +	2 IO₃⁻
INICIAL	C		----	----
EN EQUILIBRIO	C - s		s	2.s

La expresión del producto de solubilidad es: **Ps = [Ba²⁺].[IO₃⁻]²**, por tanto, al sustituir en ella podemos obtener el valor de la solubilidad:

$$6 \cdot 10^{-10} = s \cdot (2s)^2 ; 6 \cdot 10^{-10} = 4 \cdot s^3 ; \text{de donde la solubilidad es: } \mathbf{s = 5,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}$$

Para determinar la cantidad de ambos iones que hay en 250 mL de disolución, hemos de tener en cuenta sus concentraciones en el equilibrio, que son:

[Ba²⁺] = s = 5,31 · 10⁻⁴ mol/L, por tanto, la cantidad del mismo existente en los 250 mL la obtenemos de la aplicación directa de la expresión que nos da la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm \cdot L} \implies 5,31 \cdot 10^{-4} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{137,40,25} ; g_{\text{SOLUTO}} = \mathbf{1,82 \cdot 10^{-2} \text{ gramos de Ba}^{2+}}$$

Y análogamente procedemos con el ion yodato:

$$[IO_3^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 5,31 \cdot 10^{-4} = 1,062 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} ; 1,062 \cdot 10^{-3} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{174,90,25} ;$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \mathbf{4,64 \cdot 10^{-2} \text{ gramos de IO}_3^-}$$

La Molaridad de la disolución saturada: Nº Mol/L disueltas, coincide con la solubilidad, por lo que su valor es **M = 5,31 · 10⁻⁴ mol/L**

La Normalidad la obtenemos de su relación con la Molaridad : **N = M.v**, siendo la valencia: v = 2, por lo que: **N = 2.5,31 · 10⁻⁴ = 1,062 · 10⁻³**

7 - ¿Cuántos gramos de BaF₂ se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en Ba²⁺?

Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ; Kps para BaF₂ = 2,4 · 10⁻⁵

RESOLUCIÓN

Se trata de una sal poco soluble, por lo que hemos de aplicarle la expresión del Producto de solubilidad a su equilibrio de disolución:

	BaF₂ (SÓLIDO) <=>	Ba²⁺ (AC) +	2.F⁻ (AC)
Inicial		0,2	--
En equilibrio	x mol/L añadidas y disueltas	0,2+x	2.x

Kps = [Ba²⁺].[F⁻]² ; **2,4 · 10⁻⁵ = (0,2+x) · (2.x)²**, donde se puede despreciar x frente a 0,2, quedando: **2,4 · 10⁻⁵ = 0,8 · x²** y resolviendo:

$$X = 5,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Puesto que se dispone de 0,250 Litros , la cantidad disuelta y dissociada será:

$$n = 0,250 \cdot 5,48 \cdot 10^{-3} = 1,37 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 1,37 \cdot 10^{-3} \cdot 175,1 = \mathbf{0,240 \text{ g de BaF}_2 \text{ se disolverán}}$$

8 - A una disolución que contiene 5,85 g/L de cloruro sódico y 1,942 g/L de cromato potásico, se añade progresivamente otra de iones plata. Entre las sales de plata que se forman ¿cuál precipitará primero? (DATOS: Ks del cloruro de plata = 10⁻¹⁰. Ks del cromato de plata = 4 · 10⁻¹². Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; Cr = 52; O = 16; K = 39,1).

a) Primero el Ag₂CrO₄; b) Primero el AgCl; c) Ambos a la vez

RESOLUCION

El primero que precipitará será aquel que necesite menor concentración de Ag⁺.

Vamos a determinar las concentraciones de los iones Cl^- y del CrO_4^{2-} procedentes de las disociaciones de sus respectivas sales, teniendo en cuenta que éstas son electrolitos fuertes y por tanto están completamente disociadas:

	NaCl	\rightleftharpoons	$\text{Na}^+ +$	Cl^-
Inicial	0,1 M		---	---
En equilibrio	---		0,1	0,1

La concentración inicial del NaCl es:

$$M = \frac{g}{Pm} = \frac{5,85}{58,5} = 0,1 \text{ Molar}$$

	Na_2CrO_4	\rightleftharpoons	$2.\text{Na}^+ +$	CrO_4^{2-}
Inicial	0,012 M		---	---
En equilibrio	---		0,024	0,012

La concentración inicial del Na_2CrO_4 es:

$$M = \frac{g}{Pm} = \frac{1,942}{162} = 0,012 \text{ Molar}$$

Por otra parte, para que comience la precipitación ha de alcanzarse el valor de cada producto de solubilidad, por lo que si conocemos las concentraciones iniciales de los iones Cl^- y del CrO_4^{2-} , la concentración de plata necesaria para que comience cada precipitación será aquello con la cual se alcance cede producto de solubilidad, y son:

$\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow Kps = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]; 10^{-10} = [\text{Ag}^+].0,1; [\text{Ag}^+] = 10^{-9} \text{ M}$, que es la concentración de iones Ag^+ necesaria para que comience a precipitar el AgCl



$$Kps = [\text{Ag}^+]^2.[\text{CrO}_4^{2-}]; 4.10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2.0,012$$

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{4.10^{-12}}{0,012}}; [\text{Ag}^+] = 1,83.10^{-5} \text{ M}$$
 que

es la concentración de iones Ag^+ necesaria para que comience a precipitar el Ag_2CrO_4

Por tanto, comenzará a precipitar antes con el NaCl, pues necesita menor concentración de Ag^+

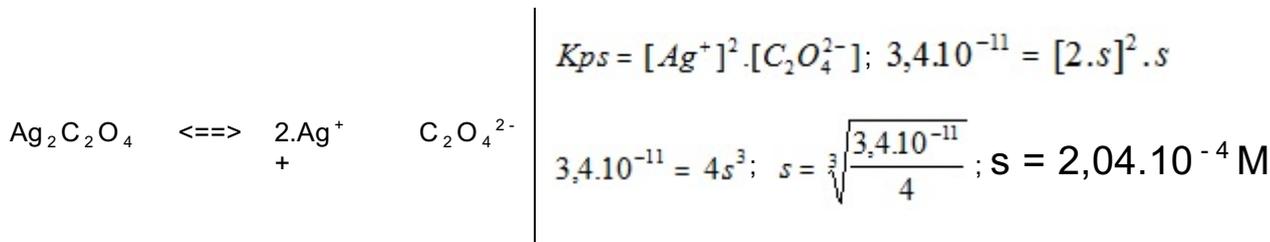
9 - El producto de solubilidad del oxalato de plata, $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es $3,4 \times 10^{-11}$. Calcular cuántos gramos hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución saturada de dicha sal. Masas atómicas de Ag, C y O, 107,86, 12,01 y 15,99 g/mol respectivamente

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del oxalato de plata es:

	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	\rightleftharpoons	$2.\text{Ag}^+ +$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Inicial	C		---	---
En equilibrio	---		2.s	s

Siendo "s" la solubilidad de esta sal, y es la cantidad que debe añadirse a 1 litro de disolución para obtener una disolución saturada



Por tanto, la concentración de $Ag_2C_2O_4$ en una disolución saturada debe ser $2,04 \cdot 10^{-4} M$, por lo que si tenemos 250 mL, los gramos de dicha sal que pueden añadirse se determinan a partir de la expresión de la Molaridad de una disolución, teniendo en cuenta que la Masa Molecular del $Ag_2C_2O_4$ es 303,7, y así:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot V_{DISOLUCION}}; 2,04 \cdot 10^{-4} = \frac{g_{SOLUTO}}{303,7 \cdot 0,250};$$

$$g_{SOLUTO} = 0,015 \text{ gramos de } Ag_2C_2O_4$$

10 - Determinar si la solubilidad del aluminio en ríos y lagos cuyo pH es ácido es menor que cuando el pH es neutro. Dato: pK_s para el $Al(OH)_3 = 32,7$

La constante del Producto de solubilidad del $Al(OH)_3$ es $10^{-32,7}$ y si calculamos la solubilidad en una disolución neutra en la cual $pH = 7$: donde será $[OH^-] = 10^{-7}$, tendremos que:

	$Al(OH)_3$	\rightleftharpoons	$Al^{3+} +$	$3 OH^-$
Inicial	C			
En equilibrio	C - s		s	3.s

$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3$, siendo "s" la solubilidad a $pH = 7$ sabemos que $[OH^-] = 10^{-7}$

$$10^{-32,7} = s \cdot (10^{-7})^3; \text{ de donde: } s = \frac{10^{-32,7}}{10^{-21}};$$

$$s = 10^{-11,7}$$

Si la calculamos ahora en una disolución ácida, por ejemplo a $pH = 4$: donde será $pOH = 10$ y por lo tanto $[OH^-] = 10^{-10}$, tendremos que:

	$Al(OH)_3$	\rightleftharpoons	$Al^{3+} +$	$3 OH^-$
Inicial	C			
En equilibrio	C - s		s	3.s

$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3$, siendo "s" la solubilidad a $pH = 4$ para el cual sabemos que $[OH^-] = 10^{-10}$

$$10^{-32,7} = s \cdot (10^{-10})^3; \text{ de donde: } s = \frac{10^{-32,7}}{10^{-30}}; s = 10^{-2,7}$$

Vemos que es mucho más soluble cuando la disolución es ácida: pues $10^{-2,7} \gg 10^{-11,7}$

11 - Se vierte un agua residual, con una concentración de fosfatos de 94,97 mg/L, a un acuífero donde, por exigencias legales, sólo se permite un concentración en fosfatos $\leq 0,2$ mg/L. Por ello antes de verterla se trata con una cantidad estequiométrica de cloruro de aluminio para tratar de precipitar el fosfato. ¿Se conseguirá? ($K_{ps}(ALPO_4) = 1,3 \cdot 10^{-20}$)

RESOLUCIÓN

Si se añade la cantidad estequiométrica, quedará libre en el agua la concentración de fosfatos procedente de la disociación del fosfato de aluminio formado, que se determina teniendo en cuenta su equilibrio de disociación

	AlPO_4	\rightleftharpoons	$\text{Al}^{3+} +$	PO_4^{3-}
Inicial	C			
En equilibrio	C - s		s	s

$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}][\text{PO}_4^{3-}]$, siendo "s" la solubilidad

$$1,3 \cdot 10^{-20} = s^2; \text{ de donde: } s = \sqrt{1,3 \cdot 10^{-20}} ;$$

$$s = 1,14 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Teniendo en cuenta que la masa molar del PO_4^{3-} es :31 + 4.16 = 95 g/mol, pasamos la solubilidad a mg/L:

$s = 1,14 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L} \cdot 95 \text{ g/mol} = 1,08 \cdot 10^{-8} \text{ g/L} = 1,08 \cdot 10^{-5} \text{ mg/L}$, que es menor que la que nos dan de referencia 2 mg/L, por lo que sí cumple con la legislación

12 - Calcular la constante del producto de solubilidad del sulfato de plata a 25 ° C, si la solubilidad de la sal en el agua a esa temperatura es de $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de plata es:

	Ag_2SO_4	\rightleftharpoons	$2\text{Ag}^+ +$	SO_4^{2-}	$P_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
Inicial	c		---	---	
En equilibrio	c - s		2.s	s	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de sulfato de plata disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "2.s" mol de Ag^+ y "s" mol del ion SO_4^{2-} y así, al sustituir:

$$P_s = (2 \cdot 1,8 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (1,8 \cdot 10^{-2}) : \quad P_s = 2,33 \cdot 10^{-5}$$

13 - Calcular la constante del producto de solubilidad del Co(OH)_2 , si su solubilidad en agua es de $s = 5,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$. ¿Cual es el pH de esta disolución?

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de plata es:

	Co(OH)_2	\rightleftharpoons	$\text{Co}^{2+} +$	2OH^-	$P_s = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
Inicial	c		---	---	
En equilibrio	c - s		s	2.s	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de sulfato de plata disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "s" mol de Co^{2+} y "2.s" mol del ion OH^- y así, al sustituir: $P_s = (5,4 \cdot 10^{-6}) \cdot (2 \cdot 5,4 \cdot 10^{-6})^2 : \quad P_s = 6,3 \cdot 10^{-16}$

Para determinar el pOH de esta disolución, hemos de tener en cuenta la expresión que nos da el pOH:

$pOH = -\lg[\text{OH}^-]$, la cual aplicada a este caso, en el cual la concentración de iones OH^- es: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 5,4 \cdot 10^{-6} = 1,08 \cdot 10^{-5}$, y así: $pOH = -\lg(1,08 \cdot 10^{-5}) = 4,97$.

Dado que $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,97 = 9,03 ; \quad \text{pH} = 9,03$

14 - La solubilidad del Hidróxido de hierro(III) en agua pura es $9,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$. Calcular su solubilidad en una disolución de $\text{pH} = 10$.

RESOLUCIÓN

Partiendo de la solubilidad, hemos de calcular la constante del producto de solubilidad.

La disociación del hidróxido de hierro(III) es:

	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$3.\text{OH}^- +$	Fe^{3+}	
Inicial	c	---	---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$3.s = 3.9,8.10^{-11}$	$s = 9,8.10^{-11}$	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de hidróxido de hierro(III) disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "3.s" mol del ion OH^- y "s" mol del ion Fe^{3+} y así, al sustituir: $P_s = (3.9,8.10^{-11})^3 \cdot (9,8.10^{-11})$: **$P_s = 2,49 \cdot 10^{-39}$**

Si ahora ponemos este compuesto en una disolución cuyo pH = 10, en ella es: **pOH = 14 - 10 = 4**, lo cual nos indica que **$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$** .

Por tanto la concentración total del ion OH^- existente en la disolución será la proporcionada por el pH de la misma más la procedente de la disociación del Fe(OH)_3 , teniendo que cumplirse también la expresión de la constante del producto de solubilidad, cuyo valor acabamos de calcular.

	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$3.\text{OH}^- +$	Fe^{3+}	
Inicial	c	---	---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$10^{-4} + 3.s$	s	

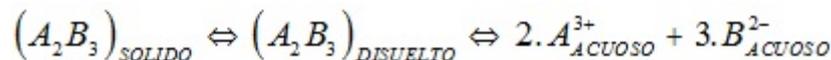
En el equilibrio, la cantidad de ion OH^- procedente de la disociación del hidróxido es despreciable frente a la procedente del pH de la misma, por lo que podemos despreciarla. (Realmente si nos indican que el pH es 10, la concentración de iones OH^- será 10^{-4} , provengan de donde provengan).

Así, tendremos: $2,49.10^{-39} = (10^{-4})^3 \cdot s$, de donde: **$s = 2,49.10^{-27} \text{ mol/L}$** , que es la solubilidad en esa disolución de pH 10, como puede verse, mucho menor que en agua pura

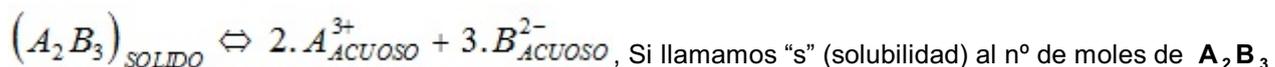
15 - Una sal poco soluble en agua, de fórmula molecular A_2B_3 , presenta una solubilidad en agua de 10^{-4} moles/L a 25°C. ¿Qué valor tiene su producto de solubilidad?

RESOLUCIÓN

La reacción de disolución y posterior disociación de esta sal es:



Y en este equilibrio la cantidad de la sal disuelta sin disociar permanece constante siempre que exista sal sin disolver, por lo que el equilibrio de disociación podemos simplificarlo a:



disueltas y disociadas, de acuerdo con la estequiometría de la disociación, se formarán "2s" mol/L de A^{3+} y "3s" mol/L de B^{2-} :

	$(A_2B_3)_{SOLIDO}$	\rightleftharpoons	$2.A_{ACUOSO}^{3+} +$	$3.B_{ACUOSO}^{2-}$	$P_s = [A^{3+}]^2 \cdot [B^{2-}]^3$
Inicial	C		---	---	$P_s = (2s)^2 \cdot (3s)^3 = 108 \cdot s^5$
En equil.	C		2.s	3.s	$P_s = 108 \cdot (10^{-4})^5 = 1,08 \cdot 10^{-18}$

16 - El producto de solubilidad de las sales AX, BX₂ y C₂X₃ es el mismo en los tres casos e igual a 4.10⁻¹² ¿Presentan la misma solubilidad? Justificar la respuesta.

RESOLUCIÓN

Los valores de la solubilidad de las tres sales se determinan a partir de la estequiometría de las correspondientes reacciones de disolución y posterior disolución. En los tres casos la solubilidad es el nº de mol/L de sal disuelta y disociada.

$AX \rightleftharpoons A^+ + X^-$			$BX_2 \rightleftharpoons B^{2+} + 2.X^-$			$C_2X_3 \rightleftharpoons 2.C^{3+} + 3.X^{2-}$		
Inic.	C	---	Inic.	C	---	Inic.	C	---
En equi.	C	S	En equi.	C	S	En equi.	C	S
$P_s = s \cdot s; P_s = s^2;$			$P_s = s \cdot (2s)^2; P_s = 4s^3;$			$P_s = (2s)^2 \cdot (3s)^3; P_s = 108s^5;$		
$s = \sqrt{P_s};$			$s = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}}; s = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-12}}{4}}$			$s = \sqrt[5]{\frac{P_s}{108}}; s = \sqrt[5]{\frac{4 \cdot 10^{-12}}{108}}$		
$s = \sqrt{4 \cdot 10^{-12}}$								
s = 2.10⁻⁶			s = 10⁻⁴			s = 2,06.10⁻³		

17 - Responda razonadamente a la siguiente cuestión:

- A 25 °C la solubilidad del bromuro de plata es 5,74.10⁻⁷. Calcule el producto de solubilidad de dicha sal a esa temperatura.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del bromuro de plata es:

	AgBr	\rightleftharpoons	Ag⁺ +	Br⁻
Inicial	c		---	---
En equilibrio	c - s		s = 5,74.10 ⁻⁷	s = 5,74.10 ⁻⁷

$$K_s = [Ag^+].[Br^-] = s \cdot s = s^2$$

$$K_s = (5,74 \cdot 10^{-7})^2$$

La constante del producto de solubilidad es, por tanto: **K_s = 3,29.10⁻¹³**

18 - El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es 1,6.10⁻¹⁴. Calcule:

- La solubilidad molar del hidróxido de hierro(II) en agua.
- El pH de una disolución saturada de esta sal.

RESOLUCION

El equilibrio de disociación del hidróxido de hierro(II) en agua es:

	Fe(OH)_2	\rightleftharpoons	$\text{Fe}^{2+} +$	$2. \text{OH}^-$	$K_s = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
Inicial	c		--	--	$1,6 \cdot 10^{-14} = s \cdot (2s)^2 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-5} = 4 \cdot s^3$
En equilibrio	c - s		s	2.s	$s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{4}} ; s = 1,59 \cdot 10^{-5}$

Siendo "s" la solubilidad $s = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

El pH de la disolución saturada de esta sal se obtiene del equilibrio anterior, teniendo en cuenta que la concentración de iones OH^- es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 1,59 \cdot 10^{-5} = 3,18 \cdot 10^{-5}, \text{ y de ahí}$$

$$\text{POH} = -\lg 3,18 \cdot 10^{-5} = 4,5 ; ; \text{pH} = 14 - 4,5 ; \quad \mathbf{\text{pH} = 9,50}$$

19 - A una disolución que contiene 10 g de ion plomo y 10 mg de ion bario por litro, se le añade lentamente ácido sulfúrico diluido hasta comienzo de la precipitación. Deducir razonadamente quién precipita primero.

RESOLUCIÓN

Comenzará a precipitar primero aquel que, de acuerdo con la expresión de su constante del producto de solubilidad para esa disolución, necesite una menor concentración de iones sulfato

Las concentraciones de los dos iones, expresadas en mol/L son:

$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{10}{207,201} = 4,83 \cdot 10^{-2} \text{ Molar}$	$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,01}{137,341} = 7,28 \cdot 10^{-5} \text{ Molar}$
--	--

Las disociaciones de ambas sales en disolución acuosa y sus respectivos Kps son:

$\text{PbSO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$	$\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
--	--

Y a partir de ambas, determinamos la concentración de ion sulfato con la cual empezará a precipitar cada una de las dos sales, que es:

$2,3 \cdot 10^{-8} = 4,83 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ $[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2,3 \cdot 10^{-8}}{4,83 \cdot 10^{-2}} = 4,76 \cdot 10^{-7} \text{ Molar}$	$10^{-10} = 7,28 \cdot 10^{-5} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ $[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-10}}{7,28 \cdot 10^{-5}} = 1,37 \cdot 10^{-6} \text{ Molar}$
---	---

Por tanto, comenzará a precipitar antes el Sulfato de plomo(II) ya que necesita menor concentración de iones sulfato

20 - Al mezclar BaCl_2 y Na_2SO_4 se produce un precipitado de BaSO_4 . Si las soluciones iniciales contienen 0,00050 y 0,00050 mol/L de Ba^{2+} y SO_4^{2-} respectivamente. Calcule:

- La concentración molar de SO_4^{2-} que queda después de precipitar el sulfato de bario.
- Porcentaje de SO_4^{2-} que no precipita.

Datos: K_{ps} del sulfato de bario = $1,1 \times 10^{-10}$.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de precipitación, con las respectivas concentraciones de cada especie antes y al alcanzarse el equilibrio son:

	Ba ²⁺ +	SO ₄ ²⁻	<====>	BaSO _{4(s)}	$K_{ps} = [Ba^{2+}].[SO_4^{2-}]$
Inicial	5.10 ⁻⁴	5.10 ⁻⁵		---	
En equilibrio	5.10 ⁻⁴ - X	5.10 ⁻⁵ - X		X	

Siendo "X" el número de mol/L de iones Ba²⁺ y de iones SO₄²⁻ que reaccionan

Aplicando la expresión de la constante del producto de solubilidad, tenemos:

$$1,1 \cdot 10^{-10} = (5 \cdot 10^{-4} - X)(5 \cdot 10^{-5} - X) \Rightarrow X^2 - 5,5 \cdot 10^{-4} X + 2,489 \cdot 10^{-8} = 0 \text{ y al resolver}$$

$$\text{esta ecuación, nos queda: } X = \frac{5,5 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(5,5 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 2,489 \cdot 10^{-8}}}{2};$$

La única solución válida es **X = 4,976.10⁻⁵ mol/L**

(La otra solución: X = 5,002.10⁻⁴ nos daría una concentración negativa para ambos iones)

Por tanto, la concentración de los iones sulfato al alcanzarse el equilibrio después de la precipitación es:

$$[SO_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-5} - 4,976 \cdot 10^{-5} = \mathbf{2,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}$$

lo cual representa el %: $\frac{2,4 \cdot 10^{-7}}{5 \cdot 10^{-5}} \cdot 100 = \mathbf{0,48\% \text{ del } SO_4^{2-} \text{ queda sin precipitar}}$

21 - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, Pb(OH)₂ es igual a 2,5 . 10⁻¹³. Calcule:

- La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en g/L.
- El pH de la disolución saturada.

RESOLUCIÓN

La estequiometría de la disolución y posterior disociación del hidróxido de plomo(II) es:

	Pb(OH) ₂ SÓL	<====>	Pb(OH) ₂ aq	<====>	Pb ²⁺ +	2 (OH) ⁻
Inicial	A		C		---	---
En equil.	A		C		s	2.s

Siendo "s" la solubilidad: Nº de mol/L de Pb(OH)₂ disueltos y disociados

Donde el primer equilibrio, entre la fase sólida y la disuelta sin disociar no influye ya que mientras exista fase sólida, permanecerá constante la concentración de Pb(OH)₂ disuelto sin disociar.

La expresión de la constante del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [Pb^{2+}].[OH^-]^2$

$$\text{Al sustituir: } 2,5 \cdot 10^{-13} = s \cdot (2 \cdot s)^2; 2,5 \cdot 10^{-13} = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{4}};$$

$$S = 3,97 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow 3,97 \cdot 10^{-5} \cdot 241 = \mathbf{9,56 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}$$

Para determinar el pH, hemos de calcular previamente el pOH: pOH = -lg[OH⁻]

La concentración de OH⁻ es: [OH⁻] = 2.s = 2.3,97.10⁻⁵ = 7,93.10⁻⁵ mol/L

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 7,93 \cdot 10^{-5}; pOH = 4,10; pH = 14 - 4,10; \mathbf{pH = 9,90}$$