

# QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS:

**REACCIONES DE PRECIPITACIÓN.  
PRODUCTO DE SOLUBILIDAD**

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero  
( [pedrocorderoguerrero@gmail.com](mailto:pedrocorderoguerrero@gmail.com) )

2017

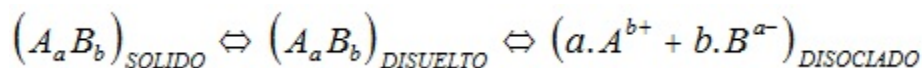
# REACCIONES DE PRECIPITACIÓN. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

## 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:



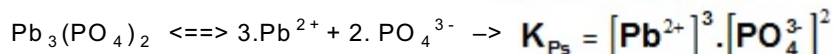
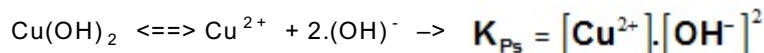
El primero de los dos equilibrios es un equilibrio heterogéneo, en el cual la concentración del soluto disuelto es prácticamente constante e igual al valor de su concentración de saturación. Para el segundo

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:

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

Ejemplos:  $AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^- \rightarrow K_{Ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$



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 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 1ª) y los del ion amonio:  $\text{NH}_4^+$

Para los aniones, podemos establecer la siguiente tabla:

Principalmente solubles en agua	Principalmente insolubles en agua
<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b> ... Nitratos	<b>S<sup>2-</sup></b> ... Sulfuros, excepto los de los grupos 1A, 2A y el $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
<b>Ac<sup>-</sup></b> .... Acetatos	
<b>Cl<sup>-</sup></b> .... Cloruros, excepto $\text{AgCl}$ , $\text{PbCl}_2$ y $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> .. Carbonatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
<b>Br<sup>-</sup></b> ... Bromuros excepto $\text{AgBr}$ , $\text{PbBr}_2$ y $\text{Hg}_2\text{Br}_2$	<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> .. Fosfatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
<b>I<sup>-</sup></b> ... Yoduros excepto $\text{AgI}$ , $\text{PbI}_2$ ; $\text{HgI}_2$ y $\text{Hg}_2\text{I}_2$	<b>OH<sup>-</sup></b> .. Hidróxidos, excepto los del grupo 1ª, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Sr}(\text{OH})_2$ y $\text{Ba}(\text{OH})_2$
<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> .. Sulfatos, excepto $\text{CaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{BaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$	

### EFEECTO 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.

### Clasificación de los problemas resueltos sobre PRECIPITACIÓN

[Grupo A](#) - CÁLCULO DE SOLUBILIDADES Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

[Grupo B](#) - EFECTO DEL ION COMÚN

[Grupo C](#) - PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

[Grupo D](#) - PROBLEMAS SOBRE PRECIPITACIÓN CON SOLUCIONES TIPO TEST

## Grupo A - CÁLCULO DE SOLUBILIDADES Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

- A-01 - 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  $\text{Al}^{3+}$  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?
- A-02 - Calcular la solubilidad en mol/L de una sal  $\text{A}_3\text{B}_2$ , poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es  $K_p$ ,  $= 1,08 \cdot 10^{-23}$
- A-03 - Se prepara una disolución añadiendo 750 mL de  $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$ , 0,004 M a 300 mL de  $\text{KIO}_3$ , 0,02 M ¿se formará precipitado de  $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$  ( $K_{ps} = 1,9 \times 10^{-10}$ )
- A-04 - ¿Cuántos gramos de  $\text{BaF}_2$  se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en  $\text{Ba}^{2+}$ ?  
Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ;  $K_{ps}$  para  $\text{BaF}_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$
- A-05 - 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
- A-06 - 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? ( $K_{ps(\text{ALPO}_4)} = 1,3 \times 10^{-20}$ )
- A-07 - 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.
- A-08 - 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?
- A-09 - Una sal poco soluble en agua, de formula molecular  $\text{A}_2\text{B}_3$ , presenta una solubilidad en agua de  $10^{-4}$  moles/L a 25°C. ¿Qué valor tiene su producto de solubilidad?
- A-10 - El producto de solubilidad de las sales  $\text{AX}$ ,  $\text{BX}_2$  y  $\text{C}_2\text{X}_3$  es el mismo en los tres casos e igual a  $4 \cdot 10^{-12}$   
¿Presentan la misma solubilidad? Justificar la respuesta.
- A-11 - 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.
- A-12 - 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.
- A-13 - Al mezclar  $\text{BaCl}_2$  y  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  se produce un precipitado de  $\text{BaSO}_4$ . Si las soluciones iniciales contienen 0,00050 y 0,000050 mol/L de  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  respectivamente. Calcule:  
1.- La concentración molar de  $\text{SO}_4^{2-}$  que queda después de precipitar el sulfato de bario.  
2.- Porcentaje de  $\text{SO}_4^{2-}$  que no precipita.  
Datos:  $K_{ps}$  del sulfato de bario =  $1,1 \times 10^{-10}$ .
- A-14 - 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.
- A-15 - El análisis de un agua proporciona los datos siguientes expresados en mg/l.  
Ca = 63 mg/L de los cuales 43,38 mg /L están como  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ;  
Mg = 15 mg /L de los cuales 1,37 mg /L como  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  ;  
Na = 43 mg/L ;  
Cl = 22 mg /L ;  
 $\text{SO}_4^{2-} = 66$  mg /L ;  
 $\text{HCO}_3^- = 247$  mg /L  
Determinar la dureza temporal, permanente y total del agua.  
Clasificarla en uno de los cuatro tipos: Blanda, moderadamente dura, dura, muy dura.

Datos: Masas atómicas de: H; C; O; Na; Mg; S; Cl; y Ca: Son respectivamente 1,0; 12; 16; 23; 24,3; 32; 35,5; 40. g/mol.

A-16 - Se quiere mezclar 25 mL de NaI  $1,4 \times 10^{-9}$  M y 35 mL de  $\text{AgNO}_3$   $7,9 \times 10^{-17}$  M. El Kps del AgI es  $8,5 \times 10^{-17}$ . Determinar si se produce precipitación del yoduro de plata.

A-17 - Calcular la solubilidad molar del cromato de plata en agua pura y en una disolución acuosa de nitrato de plata 0,01 M.  
El producto de solubilidad del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  es;  $K = 1 \cdot 10^{-12}$

A-18 - Calcular la solubilidad del sulfato de bario: a) en agua pura y b) en una disolución de sulfato de sodio 0,1 M (totalmente soluble e ionizado).  
Datos Producto de solubilidad del sulfato de bario:  $10^{-10}$

## Grupo B - EFECTO DEL ION COMÚN

B-01 - 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  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 32,7$

B-02 - 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  $\text{pH} = 10$ .

B-03 - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo a  $25^\circ\text{C}$  es  $1,2 \times 10^{-15}$  Precipitará el hidróxido de una solución acuosa de  $\text{pOH} = 4$  que contiene  $0,005$  g /L de iones  $\text{Pb}^{2+}$ ? MM (Pb) =  $207,2$  g/mol.

B-04 - ¿Cuántos gramos de  $\text{BaF}_2$  se disolverán en  $0,250$  L de una solución  $0,2$  M en  $\text{Ba}^{+2}$  ?  
Datos:  $K_{ps}$  del  $\text{BaF}_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$ ; masas atómicas del Ba y F:  $137,3$  y  $18,9$  g / atm.g

## Grupo C - PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

C-01 - Se tiene una disolución 0,001 M en  $\text{Sr}^{2+}$  y 2 M en  $\text{Ca}^{2+}$ . Se pide calcular:

- ¿Cual será el catión que precipitará en primer lugar al añadir lentamente una disolución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 M
- ¿Cual será la concentración del catión que precipita en primer lugar cuando empieza a precipitar el segundo?

DATOS:  $K_{ps}$  del  $\text{SrSO}_4$  :  $10^{-7}$ ;  $K_{ps}$  del  $\text{CaSO}_4$  :  $10^{-5}$

C-02 - 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).

- Primero el  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ;
- Primero el  $\text{AgCl}$ ;
- Ambos a la vez
- No precipita ninguno

C-03 - 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.

C-04 - Se tiene una disolución de Nitrato de plata  $8,6 \cdot 10^{-4}$  M y nitrato de bario  $3,74 \cdot 10^{-3}$  M. Se toman 100 mL de la misma y se le va añadiendo lentamente y con agitación continua una disolución 1 M de yodato de potasio.

Calcular:

- ¿Qué cantidad de esta última disolución habrá que añadir para que comience a precipitar el primer catión?
- ¿Cual será la concentración del yodato en la disolución cuando comience a precipitar el segundo catión?
- ¿Cual será la concentración del primer catión en la disolución cuando comience a precipitar el segundo catión?

## Grupo D - PROBLEMAS SOBRE PRECIPITACIÓN CON SOLUCIONES TIPO TEST

D-01 - Se mezclan 30 mL de una disolución 0,01 M de  $\text{AgNO}_3$  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:

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

2ª.- 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

3º.- 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.

4º.- La  $[\text{Ag}^+]$  procedente del equilibrio de solubilidad del  $\text{CrO}_4\text{Ag}_2$  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-02 - 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.

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

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.

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



## Grupo A - CÁLCULO DE SOLUBILIDADES Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

**A-01** - 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  $\text{Al}^{3+}$  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:

	$\text{Al(OH)}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+}$	+	$3 \text{OH}^-$
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:  $3,70 \cdot 10^{-15} = s \cdot (3 \cdot s)^3$ ;  $s = \sqrt[4]{\frac{3,70 \cdot 10^{-15}}{27}} = \sqrt[4]{1,37 \cdot 10^{-16}}$

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

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:

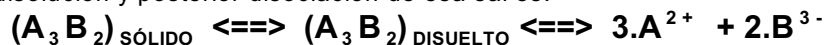
$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(3 \cdot s) = -\lg(3 \cdot 1,08 \cdot 10^{-4}) = -\lg 3,24 \cdot 10^{-4} = 3,5;$$

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

**A-02** - 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

	$(A_3B_2)_{\text{SÓLIDO}}$	$\rightleftharpoons$	$3A^{2+} +$	$2B^{3-}$
Inicial	a		---	---
En equilibrio	a		3.s	2.s

La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

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

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 =  $10^{-5}$  mol/L**

**A-03 - Se prepara una disolución añadiendo 750 mL de  $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$ , 0,004 M a 300 mL de  $\text{KIO}_3$ , 0,02 M ¿se formará precipitado de  $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$  ( $K_{ps} = 1,9 \times 10^{-10}$ )**

### RESOLUCIÓN

Para que se forme el precipitado de  $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ , las concentraciones del  $\text{Ce}^{3+}$ , procedente del  $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$  y del  $(\text{IO}_3)^-$  procedente del  $\text{KIO}_3$  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:

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

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

$\text{KIO}_3$  :  $n = V \cdot M = 0,300 \cdot 0,02 = 6 \cdot 10^{-3}$  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	<b><math>6 \cdot 10^{-3}</math> moles</b>

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

**A-04 - ¿Cuántos gramos de  $\text{BaF}_2$  se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en  $\text{Ba}^{2+}$ ?**  
 Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ;  $K_{ps}$  para  $\text{BaF}_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$

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:

	$\text{BaF}_2$ (SÓLIDO) $\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$ (AC) +	$2 \text{F}^-$ (AC)
Inicial		0,2	--
En equilibrio	x mol/L añadidas y disueltas	0,2+x	2.x

$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$  ;  $2,4 \cdot 10^{-5} = (0,2+x) \cdot (2 \cdot x)^2$ ,  
 donde se puede despreciar x frente a 0,2,  
 quedando:  $2,4 \cdot 10^{-5} = 0,8 \cdot x^2$  y resolviendo:

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

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

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

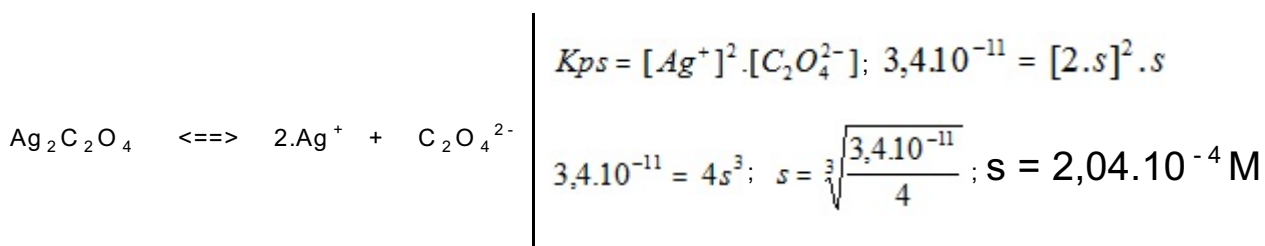
**A-05** - El producto de solubilidad del oxalato de plata,  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  es  $3,4 \times 10^{-11}$ . Calcular cuántos gramos hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución saturada de dicha sal. Masas atómicas de Ag, C y O, 107,86, 12,01 y 15,99 g/mol respectivamente

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  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  en una disolución saturada debe ser  $2,04 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , 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  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  es 303,7, y así:

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

$$g_{\text{SOLUTO}} = 0,015 \text{ gramos de } \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

**A-06** - 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? ( $K_{PS(ALPO_4)} = 1,3 \times 10^{-20}$ )

### 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

	$AlPO_4$	$\rightleftharpoons$	$Al^{3+} +$	$PO_4^{3-}$	
Inicial	C				$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [PO_4^{3-}]$ , siendo "s" la solubilidad $1,3 \cdot 10^{-20} = s^2$ ; de donde: $s = \sqrt{1,3 \cdot 10^{-20}}$ ; <b><math>s = 1,14 \cdot 10^{-10}</math> mol/L</b>
En equilibrio	C - s		s	s	

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

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

---

**A-07** - 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.

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de plata es:

	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons$	$2.\text{Ag}^+ +$	$\text{SO}_4^{2-}$	$P_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
Inicial	c	---	---	
En equilibrio	c - s	2.s	s	

Siendo "s" la solubilidad. N° 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  $\text{Ag}^+$  y "s" mol del ion  $\text{SO}_4^{2-}$  y así, al sustituir:

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


---

**A-08** - Calcular la constante del producto de solubilidad del  $\text{Co(OH)}_2$ , si su solubilidad en agua es de  $s = 5,4 \cdot 10^{-6}$  mol/L. ¿Cual es el pH de esta disolución?

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de plata es:

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

Siendo "s" la solubilidad. N° de moles de sulfato de plata disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "s" mol de  $\text{Co}^{2+}$  y "2.s" mol del ion  $\text{OH}^-$  y así, al sustituir:  $P_s = (5,4 \cdot 10^{-6}) \cdot (2 \cdot 5,4 \cdot 10^{-6})^2$  :  **$P_s = 6,3 \cdot 10^{-16}$**

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  $\text{OH}^-$  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  $pH + pOH = 14 \implies pH = 14 - pOH = 14 - 4,97 = 9,03$  ;  **$pH = 9,03$**

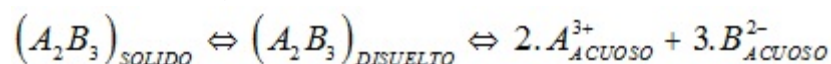
---



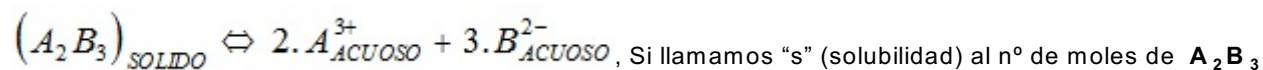
**A-09** - Una sal poco soluble en agua, de fórmula molecular  $A_2B_3$ , presenta una solubilidad en agua de  $10^{-4}$  moles/L a  $25^\circ\text{C}$ . ¿Qué valor tiene su producto de solubilidad?

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  $B^{2-}$ :

	$(A_2B_3)_{SOLIDO}$	$\rightleftharpoons$	$2.A_{ACUOSO}^{3+} +$	$3.B_{ACUOSO}^{2-}$	$Ps = [A^{3+}]^2 \cdot [B^{2-}]^3$
Inicial	C		---	---	$Ps = (2s)^2 \cdot (3s)^3 = 108.s^5$
En equil.	C		2.s	3.s	$Ps = 108.(10^{-4})^5 = 1,08.10^{-18}$

**A-10** - El producto de solubilidad de las sales  $AX$ ,  $BX_2$  y  $C_2X_3$  es el mismo en los tres casos e igual a  $4.10^{-12}$  ¿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      S	En eq. C      S      2.S	En eq. C      2.S      3.S
$Ps = s.s; Ps = s^2;$	$Ps = s.(2s)^2; Ps = 4s^3;$	$Ps = (2s)^2.(3s)^3; Ps = 108s^5;$
$s = \sqrt{Ps};$	$s = \sqrt[3]{\frac{Ps}{4}}; s = \sqrt[3]{\frac{4.10^{-12}}{4}}$	$s = \sqrt[5]{\frac{Ps}{108}}; s = \sqrt[5]{\frac{4.10^{-12}}{108}}$
$s = \sqrt{4.10^{-12}}$		
<b>s = <math>2.10^{-6}</math></b>	<b>s = <math>10^{-4}</math></b>	<b>s = <math>2,06.10^{-3}</math></b>

**A-11 - 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.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del bromuro de plata es:

	<b>AgBr</b>	<b>&lt;==&gt;</b>	<b>Ag<sup>+</sup> +</b>	<b>Br<sup>-</sup></b>
Inicial	c		---	---
En equilibrio	c - s		s = $5,74 \cdot 10^{-7}$	s = $5,74 \cdot 10^{-7}$

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

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

La constante del producto de solubilidad es, por tanto:  **$Ks = 3,29 \cdot 10^{-13}$**

---

**A-12** - El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es  $1,6 \cdot 10^{-14}$ . 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:

	$\text{Fe(OH)}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+} +$	$2. \text{OH}^-$	$K_s = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
Inicial	c		--	--	$1,6 \cdot 10^{-14} = s \cdot (2s)^2 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-14} = 4 \cdot s^3$
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  $\text{OH}^-$  es:

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

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

**A-13** - 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 =  $1,1 \times 10^{-10}$ .

RESOLUCIÓN

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

	$Ba^{2+}$	+	$SO_4^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$BaSO_{4(s)}$	$K_{ps} = [Ba^{2+}].[SO_4^{2-}]$
Inicial	$5 \cdot 10^{-4}$		$5 \cdot 10^{-5}$		---	
En equilibrio	$5 \cdot 10^{-4} - X$		$5 \cdot 10^{-5} - X$		X	

Siendo "X" el número de mol/L de iones  $Ba^{2+}$  y de iones  $SO_4^{2-}$  que reaccionan

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

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

y al resolver 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  $X = 4,976 \cdot 10^{-5}$  mol/L

(La otra solución:  $X = 5,002 \cdot 10^{-4}$  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:

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

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

**A-14** - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo,  $\text{Pb(OH)}_2$  es igual a  $2,5 \cdot 10^{-13}$ . 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:

	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ sÓL}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ aq}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{ (OH)}^-$
Inicial	A		C		---
En equil.	A		C		s

Siendo "s" la solubilidad: N° de mol/L de  $\text{Pb(OH)}_2$  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  $\text{Pb(OH)}_2$  disuelto sin disociar.

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

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:  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

La concentración de  $\text{OH}^-$  es:  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 3,97 \cdot 10^{-5} = 7,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

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

**A-15** - El análisis de un agua proporciona los datos siguientes expresados en mg/l.

Ca = 63 mg/L de los cuales 43,38 mg /L están como  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ;

Mg = 15 mg /L de los cuales 1,37 mg /L como  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  ;

Na = 43 mg/L ;

Cl = 22 mg /L ;

$\text{SO}_4^{2-}$  = 66 mg /L ;

$\text{HCO}_3^-$  = 247 mg /L

Determinar la dureza temporal, permanente y total del agua.

Clasificarla en uno de los cuatro tipos: Blanda, moderadamente dura, dura, muy dura.

Datos: Masas atómicas de: H; C; O; Na; Mg; S; Cl; y Ca: Son respectivamente 1,0; 12; 16; 23; 24,3; 32; 35,5; 40. g/mol.

RESOLUCIÓN

La dureza de un agua viene dada por la cantidad de sales cálcicas y magnésicas contenidas en la misma y expresadas como  $\text{CaCO}_3$ . Las sales que más contribuyen a la dureza son los  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$  y  $\text{HCO}_3^-$ .

Se llama dureza permanente a la debida a las sales  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$ ). La dureza temporal es la debida a los  $\text{HCO}_3^-$  ( $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$ ). . La dureza total es la suma de ambas: permanente y temporal.

**LA DUREZA TEMPORAL** es la concentración iones bicarbonato de calcio y magnesio  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ;  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  en el agua y se puede eliminar por precipitación de sus carbonatos. Industrialmente se eliminan por el método de cal-sosa y también el de resinas de intercambio iónico.

Para calcularla, debemos tomar la cantidad de  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , que se encuentran en forma de bicarbonatos, y expresarla como Carbonato de Ca. En el caso del Mg se supone que cada Mg actuaría como un Ca, por lo que cada mol de Mg (24,3 g) equivaldría a 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  :

-  $\text{Ca}^{2+}$  En forma de bicarbonatos hay 43,38 mg/L:  $\text{CaCO}_3$  : en 1 mol (100 g) hay 1 mol de Ca (40 g), y así:

$$- [\text{CaCO}_3] \Rightarrow \frac{[\text{Ca}^{2+}]100}{40} = \frac{43,38 \cdot 100}{40} = 108,25 \text{ mg/L de CaCO}_3$$

-  $\text{Mg}^{2+}$  : En forma de bicarbonatos hay 1,37 mg/L:  $\text{MgCO}_3$  : en 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  (100 g) proviene de 1 mol de Mg (24.3 g), y así:

$$- [\text{CaCO}_3] \Rightarrow \frac{[\text{Mg}^{2+}]100}{24.3} = \frac{1,37 \cdot 100}{24.3} = 5.63 \text{ mg/L de CaCO}_3$$

Por tanto: **DUREZA TEMPORAL = 108,25 + 5.63 = 113,88 ppm en  $\text{CaCO}_3$**

**LA DUREZA PERMANENTE** será la debida a las sales restantes de Ca y Mg que pueden estar en forma de sulfatos, bisulfatos, cloruros, nitratos, etc. expresada también como carbonatos. En este caso corresponderá a la concentración de carbonatos debida a las cantidades de Ca y Mg que no se encuentren como bicarbonatos

La concentración restante de Ca y Mg será:

-  $\text{Ca}^{2+}$  En sales diferentes a bicarbonatos hay 63 - 43,38 = 19,62 mg/L, las cuales expresadas como

$$\text{CaCO}_3 \text{ serán: } - [\text{CaCO}_3] = \frac{[\text{Ca}^{2+}]100}{40} = \frac{19,62 \cdot 100}{40} = 49,05 \text{ mg/L de CaCO}_3$$

-  $\text{Mg}^{2+}$  : Como sales diferentes a bicarbonatos hay 15 - 1,37 = 13,63 mg/L , los cuales expresados en

$$\text{forma de CaCO}_3 \text{ serán: } - [\text{CaCO}_3] = \frac{[\text{Mg}^{2+}]100}{24.3} = \frac{13,63 \cdot 100}{24.3} = 56.09 \text{ mg/L de CaCO}_3$$

Por tanto: **DUREZA PERMANENTE = 49,05 + 56.09 = 105.14 ppm en  $\text{CaCO}_3$**

La **DUREZA TOTAL**, será la suma de ambas: 113.88 + 105.14 = **219.02 ppm en  $\text{CaCO}_3$**

Para clasificarla, hemos de tener en cuenta la tabla de dureza del agua:

El valor calculado está comprendido entre 151 y 300, por lo que se trata de un agua dura.

Tabla 1 - Clasificación de las aguas según el valor de la dureza total

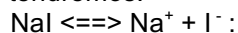
Tipo de agua	ppm $\text{CaCO}_3$
Muy blanda	0 – 15
Blanda	16 – 75
Semidura	76 – 150
Dura	151 – 300
Muy dura	> 300

**A-16** - Se quiere mezclar 25 mL de NaI  $1,4 \times 10^{-9}$  M y 35 mL de  $\text{AgNO}_3$   $7,9 \times 10^{-17}$  M. El Kps del AgI es  $8,5 \times 10^{-17}$ . Determinar si se produce precipitación del yoduro de plata.

### RESOLUCIÓN

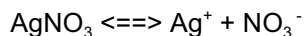
La disociación del Yoduro de plata es:  $\text{AgI} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{I}^-$ , y su  $P_s = [\text{Ag}^+].[\text{I}^-]$  por lo que si se mezclan en una disolución ambos iones:  $\text{Ag}^+$  y  $\text{I}^-$ , y el producto de sus concentraciones supera el valor de su  $P_s$ , se producirá la precipitación del AgI.

En este caso se mezclan 25 mL de NaI  $1,4 \times 10^{-9}$  M y 35 mL de  $\text{AgNO}_3$   $7,9 \times 10^{-17}$  M, por lo que en la disolución resultante (60 mL) tendremos:



Es decir por cada mol disuelta y disociada obtendremos un mol de  $\text{I}^-$ :

$$n = 0,025 \text{L} \cdot 1,4 \times 10^{-9} \text{ mol/L} = 0,35 \cdot 10^{-9} \text{ moles de } \text{I}^-$$



Es decir, por cada mol disuelta y disociada obtendremos un mol de  $\text{Ag}^+$ ;

$$n = 0,035 \cdot 7,9 \times 10^{-17} = 0,28 \cdot 10^{-17} \text{ mol de } \text{Ag}^+$$

En la disolución resultante de esta mezcla, que tiene un volumen de  $25 + 35 = 60$  mL (0,060 L), las concentraciones de ambos iones serán:

$$[\text{I}^-] = \frac{0,35 \cdot 10^{-9}}{0,06} = 5,83 \cdot 10^{-9} \text{ Mol/L} \quad [\text{Ag}^+] = \frac{2,8 \cdot 10^{-17}}{0,06} = 4,67 \cdot 10^{-16} \text{ Mol/L}$$

El producto de sus concentraciones es:  $[\text{Ag}^+].[\text{I}^-] = 4,67 \cdot 10^{-16} \cdot 5,83 \cdot 10^{-9} = 2,72 \cdot 10^{-24}$   
por lo que como es MENOR que el producto de solubilidad del AgI ( $8,5 \cdot 10^{-17}$ ), NO PRECIPITARÁ.



**A-17** - Calcular la solubilidad molar del cromato de plata en agua pura y en una disolución acuosa de nitrato de plata 0,01 M.

El producto de solubilidad del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  es;  $K = 1.10^{-12}$

### RESOLUCIÓN

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

	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$2.\text{Ag}^+ +$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$K_s = [\text{CrO}_4^{2-}].[\text{Ag}^+]^2$ $1.10^{-12} = s.(2s)^2 \Rightarrow 1.10^{-12} = 4.s^3$ $s = \sqrt[3]{\frac{1.10^{-12}}{4}} ; s = 6,3.10^{-5}$
Inicial	c		--	--	
En equilibrio	c - s		2.s	s	

Siendo "s" la solubilidad  $s = 6,3.10^{-5}$  mol/L

En Nitrato de plata es una sal soluble que se encuentra totalmente disociada, por lo que, en el equilibrio, las concentraciones de todas las especies que hay son:

	$\text{Ag NO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ +$	$\text{NO}_3^-$
Inicial	0,01		--	--
En equilibrio	---		0,01	0,01

y la solubilidad del cromato de plata en una disolución que contiene 0,01 M de  $\text{Ag}^+$  será:

	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$2.\text{Ag}^+ +$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$K_s = [\text{CrO}_4^{2-}].[\text{Ag}^+]^2$ $1.10^{-12} = s.(0,01)^2 ; s = 1.10^{-8}$
Inicial	c		--	--	
En equilibrio	c - s		0,01 + 2.s	s	

Dado que se trata de una sal muy poco soluble:  $0,01 \gg 2.s$ , por lo que despreciamos 2s frente a 0,01

**A-18** - Calcular la solubilidad del sulfato de bario: a) en agua pura y b) en una disolución de sulfato de sodio 0,1 M (totalmente soluble e ionizado)

Datos Producto de solubilidad del sulfato de bario:  $10^{-10}$

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de bario es:

	$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} +$	$\text{SO}_4^{2-}$	$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
Inicial	C		---	---	
En equilibrio	C - s		s	s	

A) En agua pura: En agua pura:  $10^{-10} = s \cdot s$  ;  $10^{-10} = s^2$  ;  **$s = 10^{-5}$  M, en agua pura**

b) En una disolución 0,1M de sulfato de sodio:

El sulfato de sodio en agua se disuelve y disocia por completo, lo que nos origina una concentración de iones sulfato en agua:

	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\rightleftharpoons$	$2.\text{Na}^+ +$	$\text{SO}_4^{2-}$
Inicial	0,1		---	---
En equilibrio	---		0,2	0,1

Y estos iones sulfato, hemos de tenerlos en cuenta para el equilibrio de disociación del  $\text{BaSO}_4$ :

	$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} +$	$\text{SO}_4^{2-}$	$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
Inicial	C		---	---	
En equilibrio	C - s		s	0,1 + s	

$10^{-10} = s \cdot (0,1+s)$  ; donde podemos despreciar s frente a 0,1, dado el pequeño valor del  $K_{ps}$  , nos quedará:  $10^{-10} = s \cdot (0,1)$  y de ahí:  **$s = 10^{-9}$  M, en la disolución de sulfato de sodio**

## Grupo B - EFECTO DEL ION COMÚN

**B-01 - Determinar si la solubilidad del aluminio en ríos y lagos cuyo pH es ácido es menor que cuando el pH es neutro. Dato: pPs para el  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 32,7$**

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

**B-02** - 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  $\text{pH} = 10$ .

RESOLUCIÓN

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

La disociación del hidróxido de hierro(III) es:

	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$3.\text{OH}^-$ +	$\text{Fe}^{3+}$	
Inicial	c	---	---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$3.s = 3 \cdot 9,8 \cdot 10^{-11}$	$s = 9,8 \cdot 10^{-11}$	

Siendo "s" la solubilidad. N° 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  $\text{OH}^-$  y "s" mol del ion  $\text{Fe}^{3+}$  y así, al sustituir:  $P_s = (3 \cdot 9,8 \cdot 10^{-11})^3 \cdot (9,8 \cdot 10^{-11})$ :  **$P_s = 2,49 \cdot 10^{-39}$**

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

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

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

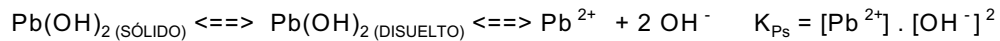
En el equilibrio, la cantidad de ion  $\text{OH}^-$  procedente de la disociación del hidróxido es despreciable frente a la procedente del pH de la misma, por lo que podemos despreciarla. (Realmente si nos indican que el pH es 10, la concentración de iones  $\text{OH}^-$  será  $10^{-4}$ , provengan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

Así, tendremos:  $2,49 \cdot 10^{-39} = (10^{-4})^3 \cdot s$ , de donde:  **$s = 2,49 \cdot 10^{-27}$  mol/L**, que es la solubilidad en esa disolución de pH 10, como puede verse, mucho menor que en agua pura

**B-03** - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo a 25°C es  $1,2 \times 10^{-15}$  Precipitará el hidróxido de una solución acuosa de  $pOH = 4$  que contiene  $0,005 \text{ g/L}$  de iones  $Pb^{2+}$ ?  $MM (Pb) = 207,2 \text{ g/mol}$ .

#### RESOLUCIÓN

La reacción de disociación del hidróxido de plomo es:



De acuerdo con esto, si tenemos estas especies en una disolución, pueden darse tres casos

- 1-  $K_{Ps} > [Pb^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2$ : no se produce la precipitación del hidróxido de plomo, y si hay alguna cantidad sólida, seguirá disolviéndose
- 2-  $K_{Ps} = [Pb^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2$ : Se ha alcanzado el equilibrio, por lo que ni se disuelve más, ni se producirá precipitación.
- 3-  $K_{Ps} < [Pb^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2$  Se produce la precipitación del hidróxido de plomo hasta que las cantidades de iones disueltos cumplan la expresión de la constante del producto de solubilidad.

Teniendo esto en cuenta, calculamos las concentraciones de estas especies en el equilibrio, que son:

$$Pb^{2+}: M = \frac{0,005}{207,2} = 2,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad ; \quad pOH = 4 \implies [OH^{-}] = 10^{-4}$$

$$[Pb^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2 = 2,41 \cdot 10^{-5} \cdot (10^{-4})^2 = 2,41 \cdot 10^{-13}$$

Por tanto, como  $2,41 \cdot 10^{-13} > 1,2 \cdot 10^{-15}$  **SÍ PRECIPITARÁ**

---

**B-04 - Cuantos gramos de BaF<sub>2</sub> se disolverán en 0,250 L de una solución 0,2 M en Ba<sup>+2</sup>**  
**Datos: K<sub>ps</sub> del BaF<sub>2</sub> = 2,4 · 10<sup>-5</sup>; masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9.g / atm. g**

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta el equilibrio de disolución y disociación del BaF<sub>2</sub> tendremos que:

<b>BaF<sub>2</sub></b>	<b>&lt;==&gt;</b>	<b>Ba<sup>2+</sup> +</b>	<b>2.F<sup>-</sup></b>
c		0,2	--
c - x		0,2+x	2.x

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 ;$$

Siendo x = n° mol/L de BaF<sub>2</sub> que se disuelven. Así:

$$2,4 \cdot 10^{-5} = >(0,2+x) \cdot (2 \cdot x)^2 \implies 2,4 \cdot 10^{-5} = 0,2 \cdot x^2$$

$$x = 0,0054 \text{ Mol/L}$$

Se disolverán: N° moles disueltas: 0,0054 · 0,25 = 0,00137  
 moles de BaF<sub>2</sub> = 0,00137 · 175,1 = **0,24 g de BaF<sub>2</sub> se disuelven**

## Grupo C - PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

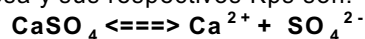
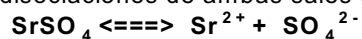
**C-01** - Se tiene una disolución 0,001 M en  $\text{Sr}^{2+}$  y 2 M en  $\text{Ca}^{2+}$ . Se pide calcular:

- a) ¿Cual será el catión que precipitará en primer lugar al añadir lentamente una disolución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  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  $\text{SrSO}_4$  :  $10^{-7}$ ;  $K_{ps}$  del  $\text{CaSO}_4$  :  $10^{-5}$

### 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  $\text{CaSO}_4$ , 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  $\text{Ca}^{2+}$  se obtiene a partir de la expresión del  $K_{ps}$ :

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

**C-02** - 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  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ;
- b) Primero el  $\text{AgCl}$ ;
- c) Ambos a la vez
- d) No precipita ninguno

**RESOLUCION**

El primero que precipitará será aquel que necesite menor concentración de  $\text{Ag}^+$ .

Vamos a determinar las concentraciones de los iones  $\text{Cl}^-$  y del  $\text{CrO}_4^{2-}$  procedentes de las disociaciones de sus respectivas sales, teniendo en cuenta que éstas son electrolitos fuertes y por tanto están completamente disociadas:

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

La concentración inicial del NaCl es:

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

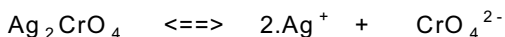
	$\text{Na}_2\text{CrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$2\text{Na}^+ +$	$\text{CrO}_4^{2-}$
Inicial	0,012 M		---	---
En equilibrio	---		0,024	0,012

La concentración inicial del  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  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  $\text{Cl}^-$  y del  $\text{CrO}_4^{2-}$ , la concentración de plata necesaria para que comience cada precipitación será aquello con la cual se alcance cede producto de solubilidad, y son:

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



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 . [\text{CrO}_4^{2-}]; 4 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 . 0,012$$

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-12}}{0,012}}; [\text{Ag}^+] = 1,83 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$
 que

es la concentración de iones  $\text{Ag}^+$  necesaria para que comience a precipitar el  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$

Por tanto, comenzará a precipitar antes con el NaCl, pues necesita menor concentración de  $\text{Ag}^+$



**C-03** - 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:

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

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

$PbSO_4 \rightleftharpoons Pb^{2+} + SO_4^{2-}$ $Kps = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$	$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$ $Kps = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$
-------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------

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:

$2,3 \cdot 10^{-8} = 4,83 \cdot 10^{-2} \cdot [SO_4^{2-}]$ $[SO_4^{2-}] = \frac{2,3 \cdot 10^{-8}}{4,83 \cdot 10^{-2}} = 4,76 \cdot 10^{-7} \text{ Molar}$	$10^{-10} = 7,28 \cdot 10^{-5} \cdot [SO_4^{2-}]$ $[SO_4^{2-}] = \frac{10^{-10}}{7,28 \cdot 10^{-5}} = 1,37 \cdot 10^{-6} \text{ Molar}$
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

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

**C-04** - Se tiene una disolución de Nitrato de plata  $8,6 \cdot 10^{-4}$  M y nitrato de bario  $3,74 \cdot 10^{-3}$  M. Se toman 100 mL de la misma y se le va añadiendo lentamente y con agitación continua una disolución 1 M de yodato de potasio.

Calcular:

- ¿Qué cantidad de esta última disolución habrá que añadir para que comience a precipitar el primer catión?
- ¿Cual será la concentración del yodato en la disolución cuando comience a precipitar el segundo catión?
- ¿Cual será la concentración del primer catión en la disolución cuando comience a precipitar el segundo catión?

#### RESOLUCIÓN

Las concentraciones de los cationes en la disolución inicial son:

	$\text{AgNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$		$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$
Inic	$8,6 \cdot 10^{-4}$	----	$3,74 \cdot 10^{-3}$
Equil	-----	$8,6 \cdot 10^{-4}$	$3,74 \cdot 10^{-3}$ $7,48 \cdot 10^{-3}$
Cada mol de $\text{AgNO}_3$ origina un mol de $\text{Ag}^+$ , por lo que la concentración del ion $\text{Ag}^+$ coincide con la concentración inicial de $\text{AgNO}_3$			Cada mol de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ al disociarse origina un mol del ion $\text{Ba}^{2+}$ , por lo que la concentración de éste coincide con la concentración inicial del nitrato de bario.

El comienzo de la precipitación de los correspondientes yodatos se producirá cuando se alcancen el valor de sus respectivos productos de solubilidad, teniendo en cuenta que conocemos las concentraciones de ambos cationes:  $\text{Ag}^+$  ( $8,6 \cdot 10^{-4}$ ) y  $\text{Ba}^{2+}$  ( $3,74 \cdot 10^{-3}$ ) y son:

$\text{AgIO}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{IO}_3^-$ $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{IO}_3^-]$ $1,0 \cdot 10^{-8} = 8,6 \cdot 10^{-4} \cdot [\text{IO}_3^-]$ <b>de donde: <math>[\text{IO}_3^-] = 1,16 \cdot 10^{-5}</math></b>	$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$ $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2$ $6 \cdot 10^{-10} = 3,74 \cdot 10^{-3} \cdot [\text{IO}_3^-]^2$ <b>de donde: <math>[\text{IO}_3^-] = 4 \cdot 10^{-4}</math></b>
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Por tanto, vemos que comenzará a precipitar el yodato de plata, pues necesita menos concentración de yodato.

La cantidad de disolución de yodato de potasio 1 M que hemos de añadir (x mL) para que comience esta precipitación será aquella que haga que en la disolución mezcla de ambas exista una concentración de ion yodato igual a  $1,16 \cdot 10^{-5}$  Molar, teniendo en cuenta que el volumen ahora será la suma de los 100 mL que se tenían de la disolución de los cationes más los "x" mL de la disolución de yodato de potasio añadidos:

$$(100 + x) \cdot 1,16 \cdot 10^{-5} = x \cdot 1, \text{ de donde: } \mathbf{x = 1,16 \text{ mL, que hemos de añadir}}$$

Cuando comience la precipitación del segundo catión ( $\text{Ba}^{2+}$ ), la concentración del ion yodato debe ser la necesaria para que se alcance el valor del producto de solubilidad del yodato de bario, es decir, la concentración será:  $[\text{IO}_3^-] = 4 \cdot 10^{-4}$

La concentración del ion  $\text{Ag}^+$  en la disolución cuando comience a precipitar el yodato de bario será la que corresponda para que se cumpla la expresión de su producto de solubilidad teniendo en cuenta que en ese momento la concentración del ion yodato es de:  $[\text{IO}_3^-] = 4 \cdot 10^{-4}$ , así tendremos:

$$\mathbf{1,0 \cdot 10^{-8} = [\text{Ag}^+] \cdot 4 \cdot 10^{-4}; \quad [\text{Ag}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ Molar}}$$

## Grupo D - PROBLEMAS SOBRE PRECIPITACIÓN CON SOLUCIONES TIPO TEST

**D-01** - Se mezclan 30 mL de una disolución 0,01 M de  $\text{AgNO}_3$  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  $1,1 \cdot 10^{-12}$

- 1).- 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. (D)
- 2).- La  $[\text{CrO}_4^{2-}]$  procedente del equilibrio de solubilidad será:
- $4,0 \cdot 10^{-3}$  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:
- $6 \cdot 10^{-3}$  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  $\text{CrO}_4\text{Ag}_2$  será:
- $3,0 \cdot 10^{-3}$  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  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  : que son los iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{CrO}_4^{2-}$ , 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:

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

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

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

La formación de un precipitado de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  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  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$**

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

	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$2\text{Ag}^+ +$	$\text{CrO}_4^{2-}$
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  $\text{CrO}_4^{2-}$  que reacciona ( o de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  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: $4 \cdot x^3 - 0,04 \cdot x^2 + 1,32 \cdot 10^{-4} \cdot x = 1,4399 \cdot 10^{-7}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-8} - 1,6 \cdot 10^{-7} + 2,64 \cdot 10^{-7} = 1,36 \cdot 10^{-7}$
$2,3 \cdot 10^{-3}$	$4,487 \cdot 10^{-8} - 2,116 \cdot 10^{-7} + 3,036 \cdot 10^{-7} = 1,407 \cdot 10^{-7}$
$2,8 \cdot 10^{-3}$	$8,781 \cdot 10^{-8} - 3,136 \cdot 10^{-7} + 3,696 \cdot 10^{-7} = 1,438 \cdot 10^{-7}$
$2,9 \cdot 10^{-3}$	$9,756 \cdot 10^{-8} - 3,364 \cdot 10^{-7} + 3,828 \cdot 10^{-7} = 1,4396 \cdot 10^{-7}$
$2,95 \cdot 10^{-3}$	$1,027 \cdot 10^{-7} - 3,481 \cdot 10^{-7} + 3,894 \cdot 10^{-7} = 1,44 \cdot 10^{-7}$
<b><math>2,91 \cdot 10^{-3}</math></b>	<b><math>9,857 \cdot 10^{-8} - 3,387 \cdot 10^{-7} + 3,841 \cdot 10^{-7} = 1,4399 \cdot 10^{-7}</math></b>

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

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

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

**D-02** - Sabiendo que el producto de solubilidad del yodato de bario a una determinada temperatura es  $6.10^{-10}$  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)  $1,5.10^{-4}$     b)  $2,46.10^{-4}$     c)  $5,31.10^{-4}$     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)  $7,29.10^{-2}$     b)  $2,06.10^{-6}$     c)  $1,18.10^{-4}$     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)  $1,06.10^{-3}$     b)  $4,5.10^{-2}$     c) 0,18    d) Ningún resultado es correcto. (B)

4.- La normalidad de la disolución saturada será:

- a)  $1,06.10^{-1}$     b)  $1,06.10^{-2}$     c)  $1,06.10^{-3}$     d) Ninguna de ellas (C)

#### RESOLUCIÓN

La reacción de disociación del yodato de bario es:  $Ba(IO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2 IO_3^-$

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

	$Ba(IO_3)_2$	$\rightleftharpoons$	$Ba^{2+} +$	$2 IO_3^-$
INICIAL	C		----	----
EN EQUILIBRIO	C - s		s	2.s

La expresión del producto de solubilidad es:  $P_s = [Ba^{2+}].[IO_3^-]^2$ , por tanto, al sustituir en ella podemos obtener el valor de la solubilidad:

$$6.10^{-10} = s.(2s)^2 ; 6.10^{-10} = 4.s^3 ; \text{ de donde la solubilidad es: } s = 5,31.10^{-4} \text{ mol/L}$$

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:

$[Ba^{2+}] = s = 5,31.10^{-4}$  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:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm.L} \implies 5,31.10^{-4} = \frac{g_{SOLUTO}}{137,4.0,25} ; g_{SOLUTO} = 1,82.10^{-2} \text{ gramos de } Ba^{2+}$$

Y análogamente procedemos con el ion yodato:

$$[IO_3^-] = 2.s = 2.5,31.10^{-4} = 1,062.10^{-3} \text{ mol/L} ; 1,062.10^{-3} = \frac{g_{SOLUTO}}{174,9.0,25} ;$$

$$g_{SOLUTO} = 4,64.10^{-2} \text{ gramos de } IO_3^-$$

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:  $N = 2.5,31.10^{-4} = 1,062.10^{-3}$