

SOLUCIONES EJERCICIOS TEMA 6. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD

1) Datos:

$$K_s = 8,9 \cdot 10^{-6}$$

a)

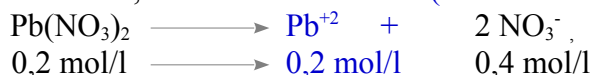
	$\text{PbBr}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{+2} + 2 \text{Br}^-$
Inicial	c		0
Disuelven	s		2 s
EQUILIBRIO	c-s		2 s

$$K_s = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{Br}^-]^2$$

$$8,9 \cdot 10^{-6} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{8,9 \cdot 10^{-6} / 4} = 0,013 \text{ mol/l}$$

b) Como el nitrato de plomo esta totalmente disociado, al intentar disolver el PbBr_2 ya están presentes en la disolución 0,2 mol/L de iones Pb^{+2} (ION COMUN)



Replanteamos el equilibrio para este caso y llamamos s' a la nueva solubilidad:

	$\text{PbBr}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{+2} + 2 \text{Br}^-$
Inicial	c		0,2
Disuelven	s'		s'
EQUILIBRIO	c-s		$0,2+s'$

$$K_s = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{Br}^-]^2$$

$$8,9 \cdot 10^{-6} = (0,2+s') \cdot (2s')^2$$

Para resolver la ecuación de 3º grado se realiza la siguiente aproximación:

Como la solubilidad es baja, y en presencia del ion común todavía será menor, s' será muy pequeño comparado con 0,2, luego podemos suponer que : $0,2 + s' = 0,2$

$$8,9 \cdot 10^{-6} = (0,2+s') \cdot (2s')^2 = (0,2) 4s'^2$$

$$s' = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ moles /l}$$

2) DATOS: solubilidad = 1,30 g/L para BaF_2

a) Calculamos la solubilidad en mol/l para sustituirla en la expresión de K_s

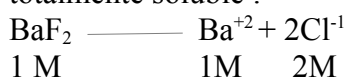
$$M \text{ BaF}_2 = 175,33 \text{ g/mol}$$

$$s = 1,30 \text{ g/L} / 175,33 \text{ g/mol} = 7,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

	$\text{BaF}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{+2} + 2 \text{F}^-$
Inicial	c		0
Disuelven	s		2 s
EQUILIBRIO	c-s		2 s

$$K_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 4(7,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

b) Al disolver fluoruro de bario en una disolución de cloruro de bario 1M ya hay iones Ba^{+2} en la disolución (los iones cloruro no interfieren en el equilibrio del fluoruro de bario), como esa sal es totalmente soluble :



	$\text{BaF}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{+2} + 2 \text{F}^-$
Inicial	c		1
Disuelven	s'		s'
EQUILIBRIO	c- s'		$1+s'$

$$K_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^-]^2 = (1+s') (2s')^2 = 1 \cdot 4s'^2 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

$$s' = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3) DATOS: $K_s \text{ MgF}_2 = 8 \cdot 10^{-8}$

a) ¿Cuántos gramos se pueden disolver en 250 cc de agua?

Calculamos solubilidad:

	$\text{MgF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{+2} + 2 \text{F}^{-1}$	
Inicial	c	0 0
Disuelven	s	s 2 s
EQUILIBRIO	c-s	s 2 s

$$K_s = [\text{Mg}^{+2}] \cdot [\text{F}^{-1}]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 8 \cdot 10^{-8} \quad s = 2,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

En 250 cc (0,25L) se pueden disolver: $2,71 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$M_{\text{MgF}_2} = 62,3 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa} = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,0423 \text{ g que pueden disolverse}$$

b) ¿Cuántos gramos se pueden disolver en 250 cc de disolución de nitrato de magnesio 0,1 M?

Recalculamos la solubilidad en presencia del ion común, $[\text{Mg}^{+2}] = 0,1 \text{ M}$

	$\text{MgF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{+2} + 2 \text{F}^{-1}$	
Inicial	c	0,1 0
Disuelven	s'	s' 2 s'
EQUILIBRIO	c-s'	0,1+s' 2 s'

$$K_s = [\text{Mg}^{+2}] \cdot [\text{F}^{-1}]^2 = (0,1+s') (2s')^2 = 0,1 \cdot 4s'^2 = 8 \cdot 10^{-8} \quad s' = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g que pueden disolverse en 250 cc}$$

4) DATOS: $K_s \text{ de Mn(OH)}_2 = 4 \cdot 10^{-14}$

a)

	$\text{Mn(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Mn}^{+2} + 2 \text{OH}^{-1}$	
Inicial	c	0 0
Disuelven	s	s 2 s
EQUILIBRIO	c-s	s 2 s

$$K_s = [\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot 10^{-14} \quad s = 2,15 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$M \text{ Mn(OH)}_2 = 88,94 \text{ g/mol} \quad s = 2,15 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 88,94 \text{ g/mol} = 1,91 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

b) Dado que en la disolución saturada permanecen en la fase acuosa iones OH^{-}

$$[\text{OH}^{-}] = 2s = 4,30 \cdot 10^{-5} \quad \text{pOH} = -\log(4,30 \cdot 10^{-5}) = 4,37 \quad \text{pH} = 9,63$$

5) pH=9,9 para disolución saturada de Pb(OH)_2

a) $\text{pOH} = 4,1 \quad [\text{OH}^{-}] = 7,94 \cdot 10^{-5}$

	$\text{Pb(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2} + 2 \text{OH}^{-1}$	
Inicial	c	0 0
Disuelven	s	s 2 s
EQUILIBRIO	c-s	s 2 s

$$2s = [\text{OH}^{-}] = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$s = 3,97 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

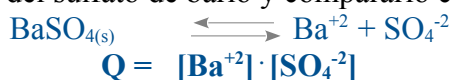
b) $K_s = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 2,5 \cdot 10^{-13}$

6) Dato: $K_s \text{ BaSO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-10}$

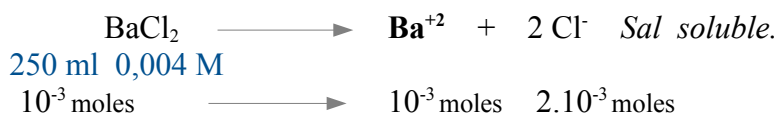
Al mezclar las dos disoluciones: $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{KCl} + \text{BaSO}_4$
soluble soluble *soluble poco soluble*

(y además se obtiene un volumen total de $250 + 500 = 750 \text{ ml} = 0,75 \text{ l}$)

Como el sulfato de bario es una sal poco soluble puede precipitar si la “cantidad” formada es superior a la solubilidad, es decir, si el producto iónico $Q > K_s$, en caso contrario permanece disuelta, no precipita. Luego debemos calcular el valor de Q del sulfato de bario y compararlo con K_s

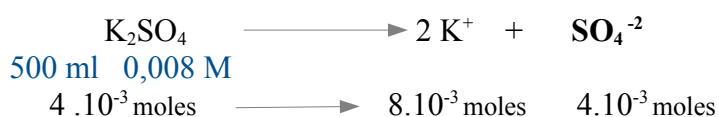


- La $[\text{Ba}^{+2}]$ viene determinada por la cantidad de BaCl_2 que hemos añadido:



$$[\text{Ba}^{+2}] = 10^{-3} \text{ mol} / 0,75 \text{ l} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

- La $[\text{SO}_4^{-2}]$ se calcula de forma análoga a partir de la cantidad de K_2SO_4 utilizada:



$$[\text{SO}_4^{-2}] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0,75 \text{ l} = 5,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$Q = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}] = 7,1 \cdot 10^{-6} > K_s$$

↓
precipita

10) Se dispone de una disolución que contiene una concentración de iones Cd^{+2} igual a $1,1 \text{ mg/L}$. Se quiere eliminar parte del Cd^{+2} precipitándolo con un hidróxido en forma de $\text{Cd}(\text{OH})_2$.

Si la K_s del mismo vale $1,2 \cdot 10^{-14}$, calcula.

a) El pH necesario para que empiece la precipitación

b) La concentración de Cd^{+2} cuando el $\text{pH}=12$. (**JUN-16**) ($\text{pH} = 9,5$; b) $[\text{Cd}^{+2}] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$)

$$[\text{Cd}^{+2}] = 1,1 \text{ mg/l} \cdot 1 \text{ g/1000 mg} \cdot 1 \text{ mol} / 112,4 \text{ g} = 9,79 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$



$$K_s = [\text{Cd}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = 1,2 \cdot 10^{-14}$$

a) Para que la sustancia empiece a precipitar $Q = K_s$

$$Q = [\text{Cd}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = 9,79 \cdot 10^{-6} \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = 1,2 \cdot 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^{-1}] = 3,5 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pOH} = 4,46 \rightarrow \text{pH} = 9,54$$

b) Cuando el $\text{pH}=12 \rightarrow \text{pOH}=2 \rightarrow [\text{OH}^{-1}] = 10^{-2}$

$$K_s = [\text{Cd}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-1}]^2 = [\text{Cd}^{+2}] \cdot [10^{-2}]^2 = 1,2 \cdot 10^{-14} \rightarrow [\text{Cd}^{+2}] = 1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$1,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L} \cdot 112,41 \text{ g/mol} = 1,35 \cdot 10^{-8} \text{ g/L} = 1,35 \cdot 10^{-5} \text{ mg/L}$$

Página donde se puede consultar el tema de solubilidad :

http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4853/html/2_solubilidad_de_compuestos_inicos_poco_solubles.html