

## Equilibrio de solubilidad-precipitación

Ejercicio 1. Cálculo de K<sub>s</sub>. Masa. Efecto de ion común.

Para preparar 250 mL de disolución saturada de BaF<sub>2</sub> a 25°C se necesitan 325 mg de dicho compuesto.

a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del BaF<sub>2</sub>.

b) Calcule la solubilidad molar del BaF<sub>2</sub> en presencia de NaF 0,50 M.

Datos: Masas atómicas relativas: Ba = 137,3 ; F = 19

QUÍMICA. 2024. JUNIO. C2

a) V= 250 mL, T= 25 °C disolución saturada. Producto de solubilidad K<sub>s</sub> ¿?

$$n(\text{BaF}_2) = 325 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 1 \text{ mol BaF}_2 / 175,3 \text{ g BaF}_2 = 1,854 \cdot 10^{-3} \text{ mol BaF}_2$$

$$\text{Solubilidad } S = 1,854 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 7,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Definimos su producto de solubilidad K<sub>s</sub> como:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]^1 \cdot [\text{F}^-]^2 = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (7,42 \cdot 10^{-3})^3$$

$$K_s = 1,63 \cdot 10^{-6} \text{ (sin unidades)}$$

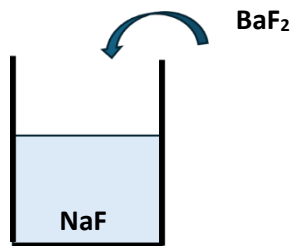
$\text{BaF}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{F}^- (\text{ac})$				
I	s		-	-
R/F	s		s	2 s
Eq	-		s	2 s

b) Efecto de ion común.

0,5 M de NaF

$$[\text{Na}^{1+}] = 1 \cdot 0,5 = 0,5 \text{ M}$$

$$[\text{F}^-] = 1 \cdot 0,5 \text{ M} = 0,5 \text{ M}$$



$\text{BaF}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{F}^- (\text{ac})$				
I	s'		-	0,5 M
R/F	s'		s'	2 s'
Eq	-		s'	2 s' + 0,05 ≈ 0,5

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]^1 \cdot [\text{F}^-]^2 = (s')^1 \cdot (0,5)^2 \Rightarrow s' = K_s / (0,5)^2 = 1,63 \cdot 10^{-6} / (0,5)^2 = 6,52 \cdot 10^{-6} \text{ M } (s' < s)$$

La presencia de un ion común (F-) en la disolución desplaza el equilibrio hacia la izquierda, según Le Châtelier, para disminuir su concentración, favoreciendo así el equilibrio hacia el sólido. La sal se hace menos soluble (más insoluble) por efecto de ion común.

Ejercicio 2. Cálculo de K<sub>s</sub>. Masa o volumen S=n/V; S= m/V

a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del Mg(OH)<sub>2</sub> sabiendo que en una disolución saturada de dicho compuesto la concentración de iones OH<sup>-</sup> es 2,88 · 10<sup>-4</sup> M.

b) Calcule la masa de Mg(OH)<sub>2</sub> que hay disuelta en 500 mL de una disolución saturada de dicho compuesto.

Datos: Masas atómicas relativas: Mg = 24,3 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO C2

$\text{Ba}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2 (\text{OH})^- (\text{ac})$				
I	s		-	-
R/F	s		s	2 s
Eq	-		s	2 s

a) DATO=> [OH<sup>-</sup>] = 2,88 · 10<sup>-4</sup> M = 2s

$$\text{luego } s = [\text{OH}^-] / 2 = 2,88 \cdot 10^{-4} / 2 = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]^1 \cdot [\text{OH}^-]^2 = (s)^1 \cdot (2,88 \cdot 10^{-4})^2 = (1,44 \cdot 10^{-4}) \cdot (2,88 \cdot 10^{-4})^2 = 1,194 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{O bien } K_s = 4s^3 = 4 \cdot (1,44 \cdot 10^{-4})^3 = 1,194 \cdot 10^{-11} \text{ (sin unidades)}$$

b) Saturada, pues podemos usar s calculada en el apartado anterior ya que representa lo máximo que se puede disolver, es decir, una disolución saturada.

$$1,44 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 7,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol Mg}(\text{OH})_2 \frac{58,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,198 \cdot 10^{-3} \text{ g de Mg}(\text{OH})_2 \text{ (4,19 mg)}$$

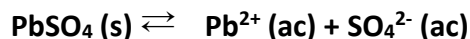
Ejercicio 3. Cálculo de solubilidad S. Masa o volumen  $S=n/V$ ;  $S= m/V$ . Efecto de ion común

A 25°C, la constante del producto de solubilidad del  $PbSO_4$  es  $K_s = 1,6 \cdot 10^{-8}$ . Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

- La solubilidad del  $PbSO_4$  en agua a 25°C, expresada en  $mg \cdot L^{-1}$ .
- La masa de  $PbSO_4$  que se podrá disolver como máximo en 2 L de una disolución acuosa de  $Na_2SO_4$  0,01 M a 25°C.

Datos: Masas atómicas relativas: Pb = 207,2 ; S = 32 ; O = 16  $PbSO_4$

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO C2



I	s		-	-
R/F	s		s	s
Eq	-		s	s

a) Solubilidad en mg/L dato  $\Rightarrow K_s = 1,6 \cdot 10^{-8}$

$$K_s = [Pb^{2+}]^1 \cdot [SO_4^{2-}]^1 = (s)^1 \cdot (s)^1 = s^2$$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-8}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L}$$

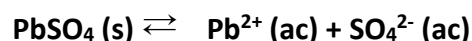
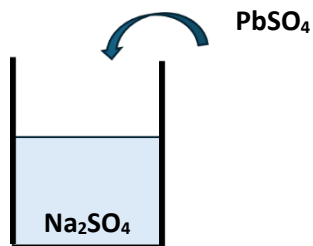
$$1,26 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L} \cdot \frac{303,2 g}{1 mol} \cdot \frac{1000 mg}{1 g} = 38,20 mg/L$$

b) Efecto de ion común.

0,01 M de  $Na_2SO_4$

$$[Na^{1+}] = 2 \cdot 0,01 = 0,02 M$$

$$[SO_4^{2-}] = 1 \cdot 0,01 M = 0,01 M$$



I	s'		-	0,01 M
R/F	s'		s'	s'
Eq	-		s'	s' + 0,01 $\approx$ 0,01

$$K_s = [Pb^{2+}]^1 \cdot [SO_4^{2-}]^1 = (s')^1 \cdot (0,01) \Rightarrow s' = K_s / (0,01) = 1,6 \cdot 10^{-8} / (0,01)^1 = 1,6 \cdot 10^{-6} M \quad (s' < s)$$

La presencia de un ion común ( $SO_4^{2-}$ ) en la disolución desplaza el equilibrio hacia la izquierda, según Le Châtelier, para disminuir su concentración, favoreciendo así el equilibrio hacia el sólido. La sal se hace menos soluble (más insoluble) por efecto de ion común.

Ejercicio 4. Cálculo del  $K_s$ . Masa o volumen  $S=n/V$ ;  $S= m/V$

Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

- El producto de solubilidad del  $CaCO_3$ , sabiendo que 100 mL de disolución saturada en agua de dicha sal contiene  $6,93 \cdot 10^{-6}$  mol de  $Ca^{2+}$ .
- La masa que quedará en el fondo de un recipiente que contiene 250 mL de disolución acuosa saturada de  $Ag_2SO_4$  al evaporar el agua de la disolución.

Datos.  $K_s(Ag_2SO_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$ ; Masas atómicas relativas Ag = 107,9 ; S = 32 ; O = 16

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO C2

Ejercicio 5. Cálculo del  $K_s$  + Problema de efecto de ion común (IMPORTANTE).

La solubilidad del  $BaF_2$  en agua es  $1,30 g \cdot L^{-1}$ . Calcule:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del  $BaF_2$  en una disolución de concentración 1 M de  $BaCl_2$ , considerando que esta última sal está totalmente disociada.

Datos: Masas atómicas relativas: Ba = 137,3 ; F = 19

QUÍMICA. 2022. JUNIO. C2

Nota: las constantes termodinámicas de equilibrio  $K_{eq}$  no tienen unidades:  $K_c$ ,  $K_p$ ,  $K_s$ ...

Ejercicio 6. Cálculo de solubilidad S + Criterio de precipitación (IMPORTANTE)

a) Sabiendo que en 200 mL de una disolución saturada de  $\text{SrF}_2$  hay disueltos 14,6 mg de dicha sal, calcule su producto de solubilidad.  
 b) Determine justificadamente, si se forma precipitado de  $\text{PbI}_2$  al mezclar 50 mL de una disolución de KI de concentración  $1,2 \cdot 10^{-3}$  M con 30 mL de otra disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentración  $3 \cdot 10^{-3}$  M.  
 Datos:  $K_s(\text{PbI}_2) = 7,9 \cdot 10^{-9}$ ; Masas atómicas relativas: Sr = 87,6; F = 19.  
 QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C2

- a)  $V = 200$  mL disolución saturada (no admite más soluto disuelto)  
 $m = 14,6$  mg de  $\text{SrF}_2$  disueltos como máximo

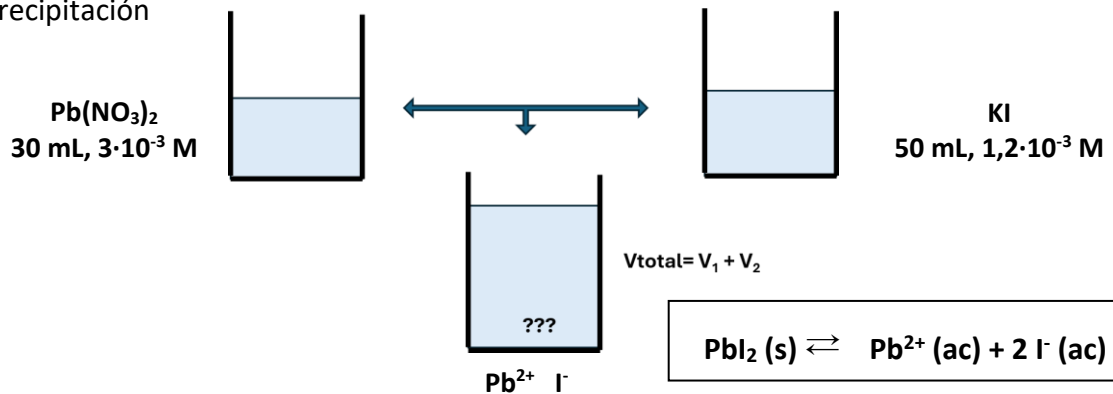
$$n(\text{SrF}_2) = 14,6 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 1 \text{ mol SrF}_2 / 125,6 \text{ g SrF}_2 = 1,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol SrF}_2$$

$$\text{Solubilidad } S = 1,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 0,200 \text{ L} = 5,81 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_s = [\text{Sr}^{2+}]^1 \cdot [\text{F}^-]^2 = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (5,81 \cdot 10^{-4})^3 = 7,85 \cdot 10^{-10} \text{ (sin unidades)}$$

$\text{SrF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{F}^-(\text{ac})$				
I	S		-	-
R/F	S		S	2 S
Eq	-		S	2 S

- b) Criterio de precipitación



1º PASO: moles de los iones correspondientes

$$\frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 0,03 \text{ L} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol sal}} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ mol Pb}^{2+}$$

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol KI} \cdot \frac{1 \text{ mol I}^{1-}}{1 \text{ mol sal}} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol I}^-$$

2º PASO: calcular las concentraciones en la mezcla total,  $V_{\text{total}} = V_1 + V_2 = 30 + 50 = 80 \text{ mL} = 0,08 \text{ L}$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 9 \cdot 10^{-5} \text{ mol} / 0,08 \text{ L} = 1,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}; [\text{I}^-] = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} / 0,08 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3º PASO: cálculo de Q y comparación con  $K_s = 7,9 \cdot 10^{-9}$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]^1 \cdot [\text{I}^-]^2 = (1,125 \cdot 10^{-3})^1 \cdot (7,5 \cdot 10^{-4})^2 = 6,33 \cdot 10^{-10} \text{ siendo } Q < K_s$$

Luego las concentraciones de los iones están por debajo de la condición de saturación, esto es, no se forma precipitado.

Ejercicio 7. Cálculo de  $K_s$  + efecto de ion común.

Una disolución saturada de yoduro de plomo(II) ( $\text{PbI}_2$ ) en agua tiene una concentración de  $0,56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcule:  
 a) El producto de solubilidad,  $K_s$ , del yoduro de plomo(II).  
 b) La solubilidad del  $\text{PbI}_2$ , a la misma temperatura, en una disolución  $0,5$  M de yoduro de potasio (KI).  
 Masas atómicas: I = 127; Pb = 207  
 QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO C2

Ejercicio 8. Cálculo de S + Problema de efecto de ion común. (Hecho en clase también)

A 25°C el producto de solubilidad del sulfuro de níquel(II) es  $3 \cdot 2 \cdot 10^{-19}$ . Calcule:

- La solubilidad del NiS en mol/L y en g/L
- La solubilidad del NiS en una disolución 0,05 M de  $\text{Na}_2\text{S}$ .

Datos: Masas atómicas relativas: Ni = 58,7 ; S = 32

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO C2

Ejercicio 9. Criterio de precipitación. Cálculo de S.

a) Se mezclan 100 mL de una disolución de nitrato de talio ( $\text{TlNO}_3$ )  $4 \cdot 10^{-2}$  M con 300 mL de otra disolución de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ )  $8 \cdot 10^{-3}$  M. Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de talio ( $\text{TlCl}$ ) es  $1 \cdot 9 \cdot 10^{-4}$ , deduzca si precipitará dicha sal en estas condiciones.

b) Calcule la solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en agua pura, sabiendo que su producto de solubilidad es  $3 \cdot 4 \cdot 10^{-4}$ .

QUÍMICA. 2020. SEPTIEMBRE. C4

Ejercicio 10. Cálculo de S + Criterio de precipitación.

El  $\text{PbCO}_3$  es una sal muy poco soluble en agua con un  $K_s$  de  $1 \cdot 5 \cdot 10^{-15}$ . Calcule, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

- La solubilidad de la sal.
- Si se mezclan 150 mL de una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentración 0,04 M con 50 mL de una disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  de concentración 0,01 M, razone si precipitará  $\text{PbCO}_3$ .

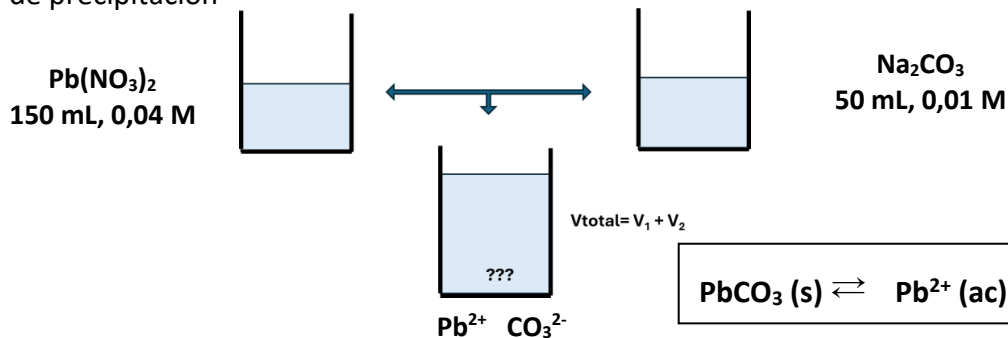
QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

$\text{PbCO}_3$  carbonato de plomo(II),  $K_s = 1,5 \cdot 10^{-15}$

a) Solubilidad S ¿?  $K_s = [\text{Pb}^{2+}]^1 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]^1 = (s)^1 \cdot (s)^1 = s^2$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 3,39 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Criterio de precipitación



1º PASO: moles de los iones correspondientes

$$\frac{0,04 \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 0,150 \text{ L} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol sal}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}^{2+}$$

$$\frac{0,01 \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol sal}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol CO}_3^{2-}$$

2º PASO: calcular las concentraciones en la mezcla total,  $V_{\text{total}} = V_1 + V_2 = 150 + 50 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 0,03 \text{ mol/L}; [\text{CO}_3^{2-}] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3º PASO: cálculo de Q y comparación con  $K_s = 1,5 \cdot 10^{-15}$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]^1 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]^1 = (0,03)^1 \cdot (2,5 \cdot 10^{-3})^1 = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ siendo } Q \gg K_s$$

Luego las concentraciones de los iones en el equilibrio analizado están por encima de la condición de saturación (de las concentraciones de saturación), esto es, sí se formará precipitado.

## CUESTIONES DE RAZONAMIENTO.

### Ejercicio 1. Razonamiento + pH (Le Châtelier)

El hidróxido de cobre(II),  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , es una sal muy poco soluble en agua.  
 a) Escriba su equilibrio de solubilidad.  
 b) Exprese  $K_s$  en función de la solubilidad.  
 c) Razone cómo afectará al equilibrio la adición de NaOH.

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO B6

$\text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$				
I	s		-	-
R/F	s		s	2s
Eq	-		s	2s

a) **Equilibrio de solubilidad**

b) **Producto de solubilidad en función de s,**  $K_s = [\text{Cu}^{2+}]^1 \cdot [\text{OH}^-]^2 = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3$

c) La adición de NaOH desplazará el equilibrio hacia la izquierda por efecto de ion común ( $\text{OH}^-$ ), según Le Châtelier el equilibrio querrá disminuir el exceso de iones  $\text{OH}^-$  desplazando el equilibrio hacia la formación del sólido. La sal se hace menos soluble.

### Ejercicio 2. Razonamiento + pH (Le Châtelier)

Dada una disolución saturada de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , cuyo  $K_s = 1'2 \cdot 10^{-11}$ .

a) Exprese el valor de  $K_s$  en función de la solubilidad.  
 b) Razone cómo afectará a la solubilidad la adición de NaOH.  
 c) Razone cómo afectará a la solubilidad una disminución del pH

QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

$\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$				
I	s		-	-
R/F	s		s	2s
Eq	-		s	2s

a) **Equilibrio de solubilidad,**  $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^1 \cdot [\text{OH}^-]^2 = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3$

b) La adición de NaOH desplazará el equilibrio hacia la izquierda por efecto de ion común ( $\text{OH}^-$ ), según Le Châtelier el equilibrio querrá disminuir el exceso de iones  $\text{OH}^-$  desplazando el equilibrio hacia la formación del sólido. La sal se hace menos soluble.

c) Una disminución del pH, según  $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$ , producirá un aumento en la concentración de iones oxonio. De acuerdo con el producto iónico del agua  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ , producirá una disminución en la concentración de  $\text{OH}^-$ . Esto desplazará el equilibrio hacia la derecha por efecto de ion común ( $\text{OH}^-$ ). Según Le Châtelier el equilibrio querrá aumentar la concentración de iones  $\text{OH}^-$  y hará que la sal sea más soluble (aumenta su solubilidad).

#### Escala de pH

pH=0 pH=7 pH=14

---

$[\text{H}_3\text{O}^+] \uparrow$   $[\text{OH}^-] \downarrow$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

$[\text{H}_3\text{O}^+] \downarrow$   $[\text{OH}^-] \uparrow$

$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$  Equilibrio de autoprotólisis del agua

**$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  Producto iónico del agua  $K_w = 10^{-14}$  (sin unidades),  $\text{pH} = -\text{log} [\text{H}_3\text{O}^+]$**

Un pH bajo representa una concentración más alta de oxonio que de hidróxido.

Versión a la inversa. Un aumento del pH.

Un aumento del pH, según  $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$ , producirá una disminución en la concentración de iones oxonio. De acuerdo con el producto iónico del agua  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ , producirá un aumento en la concentración de  $\text{OH}^-$ . Esto desplazará el equilibrio hacia la izquierda por efecto de ion común ( $\text{OH}^-$ ). Según Le Châtelier el equilibrio querrá disminuir la concentración  $\text{OH}^-$  y el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido, la sal se hace menos soluble (disminuye su solubilidad).

Ejercicio 3. Razonamiento + pH (Le Châtelier) **IMPORTANTE**

Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Se puede aumentar la solubilidad del AgCl añadiendo HCl a la disolución.
- El producto de solubilidad de una sal es independiente de la concentración inicial de la sal que se disuelve.
- La solubilidad de una sal tiene un valor único.

QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

a) **Falso.** La adición de HCl desplazará el equilibrio hacia la izquierda por efecto de ion común ( $\text{Cl}^-$ ), según Le Châtelier el equilibrio querrá disminuir el exceso de  $\text{Cl}^-$  desplazando el equilibrio hacia la formación del sólido. La sal se hace menos soluble, y su solubilidad disminuye.

I	s		-	-
R/F	s		s	s
Eq	-		s	s

b) Para una sal general, el producto de solubilidad  $K_s$  depende de las concentraciones disueltas de los respectivos iones que forman la sal en condiciones de saturación (las concentraciones máximas permitidas que ya están fijadas a una temperatura), y no depende, por tanto, de la concentración inicial de la sal. Por tanto, es verdadero.

I	$C_0$		-	-
R/F	s		s	s
Eq	-		s	s

$$K_s = [\text{A}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{B}^-]_{\text{eq}} = (s)^1 \cdot (s)^1 = s^2$$

Si  $C_0$  es igual a  $s$ , la disolución estará saturada. Si  $C_0$  está por debajo de  $S$ , no habrá precipitado y podrás seguir añadiendo más sal. Si  $C_0$  está por encima de  $S$ , habrá precipitado, ya que  $S$  representa lo máximo que se puede disolver. Pero, en todos los casos el valor  $K_s$  no varía, ya que las concentraciones máximas de los iones en disolución están fijadas ya a una temperatura determinada. Si  $T$  no varía, tampoco variarán las concentraciones máximas de equilibrio  $[C_i]_{\text{eq}}$  ni el valor de  $K_s$ .

**RESPUESTA:** Verdadero,  $K_s$  depende de las concentraciones máximas disueltas de los iones en disolución y de la estequiometría de la sal, no de la cantidad de soluto inicial. Estas concentraciones máximas están determinadas para un valor de temperatura  $T$ . Si la temperatura no varía, tampoco variarán estas concentraciones y, por tanto,  $K_s$ .

c) La solubilidad de una sal indica la máxima concentración de soluto disuelto que puede haber en un volumen determinado de disolución a una temperatura determinada. No tiene un valor único, ya que esta depende de la temperatura. A mayor temperatura, la solubilidad de la sal aumenta. Una mayor agitación térmica entre los iones y las moléculas del disolvente facilita la ionización de la sal. No obstante, hay algunas excepciones donde al aumentar la temperatura la solubilidad disminuye ligeramente: sulfato de cerio  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ , carbonato de litio  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ... (lo amarillo es opcional)

Ejercicio 4. Razonamiento (Le Châtelier) **IMPORTANTE**

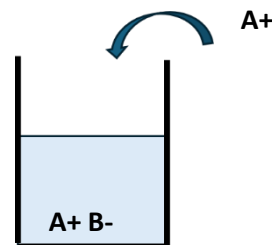
Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que lo forman, disminuye la solubilidad.
- Dos iones de cargas iguales y de signos opuestos forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual a su producto de solubilidad.
- Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado.

QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

a) Efecto de ion común.

$AB(s) \rightleftharpoons A^{1+}(ac) + B^{-}(ac)$				
I	s		-	-
R/F	s		s	s
Eq	-		s	s



Verdadero. La presencia de un ion común ( $A^{+}$ ) en la disolución desplaza el equilibrio hacia la izquierda, según Le Châtelier, para disminuir su concentración, favoreciendo así el equilibrio hacia el sólido. La sal se hace menos soluble (más insoluble) por efecto de ion común y su solubilidad disminuye.

- b) Falso. Se formará un precipitado cuando el producto de sus concentraciones ELEVADO A SUS COEFICIENTES, sea MAYOR que  $K_s$  ( $Q > K_s$ ), que es cuando las concentraciones de los iones en disolución han superado la condición de saturación. En esta ocasión, al tener el mismo valor de carga iónica, no depende de los coeficientes, ya que estos siempre serán la unidad.

$$Q = [A^{2+}]_{eq}^1 \cdot [B^{2-}]_{eq}^1 > K_s = (s)^1 \cdot (s)^1 = s^2$$

$$Q = [A^{3+}]_{eq}^1 \cdot [B^{3-}]_{eq}^1 > K_s = (s)^1 \cdot (s)^1 = s^2$$

Ejemplo de cuando los iones no tienen la misma carga

$AB(s) \rightleftharpoons A^{2+}(ac) + B^{2-}(ac)$				
I	s		-	-
R/F	s		s	s
Eq	-		s	s

$AB_2(s) \rightleftharpoons A^{2+}(ac) + 2B^{-}(ac)$				
I	s		-	-
R/F	s		s	2s
Eq	-		s	2s

$$Q = [A^{2+}]_{eq}^1 \cdot [B^{-}]_{eq}^2 > K_s = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

RESPUESTA DE EMESTRADA

b) Verdadera

Supongamos el equilibrio de solubilidad:  $AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$ . La expresión del producto de solubilidad es:  $K_s = [Ag^{+}] \cdot [Cl^{-}]$



- c) En un recipiente donde ya se ha pasado la condición de saturación y hay sólido en exceso, las concentraciones máximas permitidas de los iones en disolución están fijadas. Retirar sólido en esta situación no cambia las concentraciones de los iones en disolución y el equilibrio no se desplaza puesto que los sólidos no intervienen en la constante de equilibrio. Sin embargo, un aumento o disminución de la concentración de los iones en disolución sí desplazará hacia un lado u otro el equilibrio puesto que estos iones en disolución sí intervienen en la constante de equilibrio. (FALSO).

**ESTUDIAR SÍ O SÍ**

Ejercicio 5. Razonamiento (Le Châtelier) **IMPORTANTE**

Al añadir una pequeña cantidad de  $\text{Ca(OH)}_2$  sólido a un vaso con agua se observa que no se disuelve por completo, quedando parte del sólido en equilibrio con la disolución saturada.

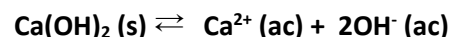
- A partir del equilibrio correspondiente, deduzca la relación entre la solubilidad molar de este compuesto y su producto de solubilidad.
- Razone si aumentará la solubilidad del  $\text{Ca(OH)}_2$  añadiendo a la disolución  $\text{CaCl}_2$ , que es una sal muy soluble.
- Justifique si cambiará el producto de solubilidad del  $\text{Ca(OH)}_2$  al añadir  $\text{NaOH}$  a la disolución saturada.

QUÍMICA. 2024. RESERVA 1. EJERCICIO B6

- a) El producto de solubilidad de esta sal queda definido como:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}^2 = (s)^1 \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Si  $C_0$  es igual a  $s$ , la disolución estará saturada. Si  $C_0$  está por debajo de  $S$ , no habrá precipitado y podrás seguir añadiendo más sal. Si  $C_0$  está por encima de  $S$ , habrá precipitado, ya que  $S$  representa lo máximo que se puede disolver.



I	$C_0$		-	-
R/F	$s$		$s$	$2s$
Eq	-		$s$	$2s$

- Falso. La presencia de un ion común ( $\text{Ca}^{2+}$ ) en la disolución desplaza el equilibrio hacia la izquierda, según Le Châtelier, para disminuir su concentración, favoreciendo así el equilibrio hacia el sólido. La sal se hace menos soluble (más insoluble) por efecto de ion común y su solubilidad disminuye.
- El producto de solubilidad  $K_s$  solo cambia con la temperatura. Al añadir o retirar un ion común solo se desplaza el equilibrio hacia un lado u otro, pero no cambia el valor de la constante de equilibrio.

**AÑADIDO**

- Escriba la ecuación de equilibrio de solubilidad en agua del  $\text{Al(OH)}_3$ .
- Escriba la relación entre solubilidad y  $K_s$  para el  $\text{Al(OH)}_3$ .
- Razone cómo afecta a la solubilidad del  $\text{Al(OH)}_3$  un aumento del pH.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

**OTROS EJERCICIOS COMO ENTRENAMIENTO.**

Ejercicio 1. Cálculo de  $S$  + Criterio de precipitación.

Basándose en las reacciones químicas correspondientes:

- Calcule la solubilidad en agua del  $\text{ZnCO}_3$  en mg/L.
- Justifique si precipitará  $\text{ZnCO}_3$  al mezclar 50 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0'01 M con 200 mL de  $\text{Zn(NO}_3)_2$  0'05 M.

Datos:  $K_s(\text{ZnCO}_3) = 2'2 \cdot 10^{-11}$ . Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Zn = 65'4

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

Ejercicio 2. Cálculo de  $S$ . Masa o volumen  $S=n/V$ ;  $S= m/V$

El producto de solubilidad del carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , a 25°C, es  $4'8 \cdot 10^{-9}$ . Calcule

- La solubilidad molar de la sal a 25°C.
- La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal.

Datos. Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

Ejercicio 3. Cálculo de S. Masa o volumen  $S=n/V$ ;  $S= m/V$ . Apartado b (ácido-base)

A 25°C, el producto de solubilidad del  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , es  $2 \cdot 5 \cdot 10^{-14}$

a) ¿Cuántos gramos de  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  pueden disolverse en 1'5 litros de agua a esa temperatura.

b) ¿Cuál será el pH de la disolución resultante?

Datos: Masas atómicas: Cd = 112'4 ; H = 1 ; O = 16

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

Ejercicio 4. Cálculo de S. Criterio de precipitación.

a) Sabiendo que el producto de solubilidad del  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ , a una temperatura dada es  $K_{sp} = 4 \cdot 10^{-15}$ , calcula la concentración del catión  $\text{Pb}^{2+}$  disuelto.

b) Justifica mediante el cálculo apropiado, si se formará un precipitado de  $\text{PbI}_2$ , cuando a 100 mL de una disolución 0'01 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  se le añaden 100 mL de una disolución de KI 0'02 M.

Datos:  $K_{sp}(\text{PbI}_2) = 7 \cdot 1 \cdot 10^{-9}$

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

Ejercicio 5. Cuatro apartados (nueva PAU). Razonamientos.

La  $K_s$  del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  a 25°C es  $5 \cdot 10^{-6}$

a) A partir del equilibrio correspondiente, escriba la expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad molar.

b) Razone si la solubilidad del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  en agua aumentará al añadir  $\text{CaCl}_2$ .

c) Justifique si se producirá precipitado de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  en una disolución a 25 °C en la que

$[\text{Ca}^{2+}] = 10^{-1} \text{ M}$  y  $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M}$

d) Razono cómo varía la solubilidad al disminuir el pH de una disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

QUÍMICA. 2025. JULIO. EJERCICIO 2B

### OTRAS ECUACIONES DE SOLUBILIDAD-PRECIPITACIÓN

$\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ hidróxido de....
$\text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{OH}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$
$\text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
$\text{PbI}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{I}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$ haluro de...
$\text{TlCl} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Tl}^{1+} (\text{ac}) + \text{Cl}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Tl}^{1+}] \cdot [\text{Cl}^-]$
$\text{BaF}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{F}^- (\text{ac})$	$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$
$\text{Ag}_2\text{S} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ (\text{ac}) + \text{S}^{2-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$ Sulfuro de...
$\text{PbSO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ Sulfato de...
$\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$ Carbonato de...
$\text{Ag}_2\text{CO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ (\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{PO}_4^{3-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$ Fosfato de...
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{PO}_4^{3-} (\text{ac})$	$K_s = [\text{Fe}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$