

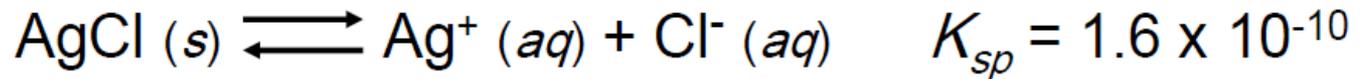
جامعة البصرة
كلية التربية –القرنة
قسم الكيمياء
الكيمياء التحليلية
المحاضرة التاسعة
المرحلة الثانية
الدراسة الصباحية

الدكتور بسام عاشور رشيد



What is the solubility of silver chloride in g/L ?

($K_{sp} = 1.3 \times 10^{-5}$)



Initial (M)	0.00	0.00	$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$
-----------------	------	------	---------------------------------------

Change (M)	$+s$	$+s$	$K_{sp} = s^2$
----------------	------	------	----------------

Equilibrium (M)	s	s	$s = \sqrt{K_{sp}}$
---------------------	-----	-----	---------------------

$$s = 1.3 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.3 \times 10^{-5} M \quad [\text{Cl}^-] = 1.3 \times 10^{-5} M$$

$$\text{Solubility of AgCl} = \frac{1.3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{143.35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$



مثال

يذوب كبريتات الكالسيوم CaSO_4 في الماء بمقدار 0.67 جم لكل لتر . احسب K_{sp} للملح .

الحل : نحسب أولاً الوزن الجزيئي للملح = $32 + 4 \times 16 + 40 = 136$ جم
لكل مول ثانياً يتم حساب عدد المولات على النحو التالي :

$$n = \frac{m(\text{gm})}{\text{M.wt.}} = \frac{0.67\text{g}}{136.2\text{g/mol}} = 4.9 \times 10^{-3} \text{ mol} = \text{عدد المولات}$$

وبما أن حجم المحلول 1 لتر ففي هذه الحالة عدد المولات تساوي تركيز المحلول بالمولارية

$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{l})} = \frac{4.9 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1.0\text{L}} = 4.9 \times 10^{-3} \text{ M} = \text{المولاري}$$



S

S

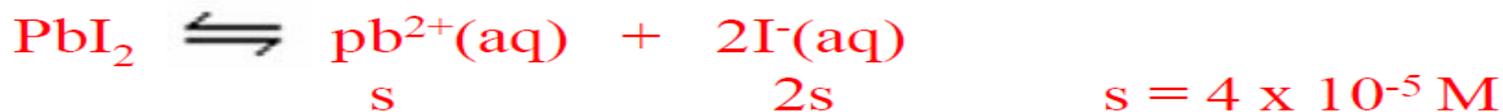
الذوبانية

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]^3 [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]$$

$$K_{sp} = [\text{S}] [\text{S}]$$

$$K_{sp} = \mathbf{s^2} = [4.9 \times 10^{-3}]^2 = 2.4 \times 10^{-5}$$

The **molar solubility** [S] of lead(II) iodate in water is 4.0×10^{-5} mol/L. Calculate K_{sp} for lead(II) iodate.



$$K_{sp} = [s][2s]^2 = 4s^3 = 4 \times (4 \times 10^{-5})^3 = \mathbf{2.6 \times 10^{-13}}$$

- A. 1.6×10^{-9} B. 6.4×10^{-14} **C. 2.6×10^{-13}** D. 4.0×10^{-5} E. 4.0×10^{-15}

Which of the following would decrease the K_{sp} for PbI_2 ?

- A. Lowering the pH of the solution B. Adding a solution of $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
C. Adding a solution of KI
D. None of these—the K_{sp} of a compound is constant at constant temperature.



In which one of the following solutions will acetic acid have the greatest percent ionization?

A. 0.1 M CH_3COOH

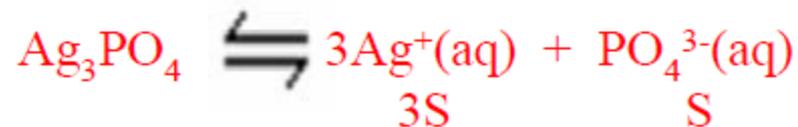
B. 0.1 M CH_3COOH dissolved in 1.0 M HCl

C. 0.1 M CH_3COOH plus 0.1 M CH_3COONa

D. 0.1 M CH_3COOH plus 0.2 M CH_3COONa



The K_{sp} for silver(I) phosphate is 1.8×10^{-18} . Calculate the molar solubility of silver(I) phosphate.



$$K_{sp} = 1.8 \times 10^{-18} = [3s]^3[s] = 27 s^4$$

$$S^4 = K_{sp} / 27 = 1.8 \times 10^{-18} / 27 = 6.66667 \times 10^{-20}$$

$$S = \sqrt[4]{6.66667 \times 10^{-20}} = 1.6 \times 10^{-5} = [\text{Ag}^+] = [\text{Ag}_3\text{PO}_4]$$

A. $1.6 \times 10^{-5} \text{ M}$

B. $2.1 \times 10^{-5} \text{ M}$

C. $3.7 \times 10^{-5} \text{ M}$

D. $7.2 \times 10^{-1} \text{ M}$

E. $1.8 \times 10^{-1} \text{ M}$



Calculate the silver ion concentration in a saturated solution of silver(I) carbonate ($K_{sp} = 8.1 \times 10^{-12}$).



$$K_{sp} = 8.1 \times 10^{-12} = [2s]^2[s] = 4s^3$$

$$s^3 = 8.1 \times 10^{-12} / 4 = 2.03 \times 10^{-12}$$

$$s = \sqrt[3]{2.03 \times 10^{-12}} = 1.27 \times 10^{-4}$$

$$[\text{Ag}^+] = 2s = 2 \times 1.27 \times 10^{-4} = 2.53 \times 10^{-4} \text{ Molar.}$$

A. $5.0 \times 10^{-5} \text{ M}$

B. $2.5 \times 10^{-4} \text{ M}$

C. $1.3 \times 10^{-4} \text{ M}$

D. $2.0 \times 10^{-4} \text{ M}$

E. $8.1 \times 10^{-4} \text{ M}$

