

EXAMPLES AND APPLICATIONS OF SOLUBILITY PRODUCT

أمثلة وتطبيقات حاصل الاذابة

The questions about K_{sp} values are limited, and all are related to the sparingly soluble salts in saturated solutions that are in contact with an excess of non-dissolved salts. The typical problems are of three types:

الأسئلة المتعلقة بقيم K_{sp} محدودة، وكلها تتعلق بالأملاح قليلة الذوبان في المحاليل المشبعة التي تتلامس مع فائض من الأملاح غير المذابة. المسائل النموذجية هي من ثلاثة أنواع:

ثلاثة أنواع من المسائل ذات العلاقة بهذا الموضوع:-

1. Calculation of K_{sp} value from the solubility of the salts.

1 – حساب حاصل الاذابة من معرفة قيمة ذوبانية الأملاح

2. Calculation of the solubility of the salt from K_{sp} .

2- حساب ذوبانية الملح من معرفة قيمة حاصل الاذابة

3. Calculation of one ion concentration of the salt ions in a saturated solution if the value of K_{sp} and the concentration of the other ion are known.

3- حساب تركيز احد الايونات للملح في محلول مشبع اذا كانت قيمة حاصل الاذابة وتركيز احد الايونات معلوم .

1. Calculation of Ksp value from the solubility of the salts.**حساب قيمة حاصل الاذابة من معرفة قيمة ذوبانية الملح****Ex.1.** If the solubility of AgBr is 2×10^{-5} g/100 ml at 20°C, calculate the Ksp value. (M.wt = 187.8 g/mole).**Sol)** The solubility should be calculated in units of mole/liter

<u>Concentration</u>	<u>volume</u>
2×10^{-5}	100 ml
X	1000 ml

$$(X) = \frac{2 \times 10^{-5} \times 1000}{100} = 2 \times 10^{-4} \text{ g/L}$$

$$\left(\text{Concentration} \frac{\text{mole}}{\text{L}} \right) = \frac{\text{solute weight} \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right)}{\text{F.Wt}}$$

$$\text{Or: } \left(\text{Concentration} \frac{\text{mole}}{\text{L}} \right) = \frac{\text{solute weight} \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right)}{\text{M.Wt}}$$

$$\left(= \frac{2 \times 10^{-4}}{187.8} \right) = 1.065 \times 10^{-6} \frac{\text{mole}}{\text{L}}$$

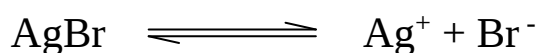
$$\text{Or) } M = \frac{\text{wt.}}{\text{M.wt.}} \times \frac{1000}{V \text{ ml}} \longrightarrow M = \frac{2 \times 10^{-4} \times 1000}{187.8 \times 100} \\ = 1.065 \times 10^{-6} \text{ mole / L}$$

This means that 1.065×10^{-6} mole of AgBr is dissolved in one liter of solution (available as ions). Therefore, each liter of the solution contains:

$$[\text{Ag}^+] = 1.065 \times 10^{-6} \text{ mole/L}$$

$$[\text{Br}^-] = 1.065 \times 10^{-6} \text{ mole/L}$$

Ksp can be calculated as follows:



$$\text{Ksp} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

$$= 1.065 \times 10^{-6} \text{ mole/L} \times 1.065 \times 10^{-6} \text{ mole/L}$$

$$= 1.134 \times 10^{-12}$$

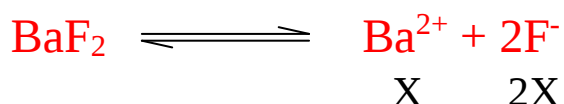
Ex. 2. If the solubility of BaF_2 at 20°C is $0.161 \text{ g}/100 \text{ ml}$ in water, calculate the K_{sp} value. (M. Wt = $175.36 \text{ g}/\text{mole}$).

Sol)

<u>Concentration</u>	<u>volume</u>
0.161	100 ml
?	1000 ml

$$X = \frac{0.161 \times 1000}{100} = 1.61 \text{ g} / L$$

$$\text{Concentration (mole/L)} = \frac{1.61}{175.36} = 0.00919 \text{ mole/L}$$



$$[\text{Ba}^{2+}] = 0.00919 \text{ mole/L}$$

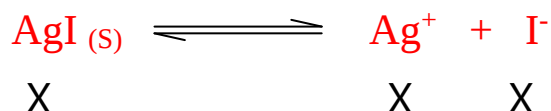
$$[\text{F}^-] = 2 \times (0.00919) = 0.01838 \text{ mole/L}$$

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

$$= (0.00919) \times (0.01838)^2$$

$$= 3.09 \times 10^{-6}$$

Since $K_{\text{sp}} < [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]$ then precipitation occur

2. Calculation of solubility of the salts from the Ksp value:حساب ذوبانية الملح من معرفة قيمة حاصل الاذابة**Ex. 1:** If the Ksp value of AgI is 8.3×10^{-17} at 20°C, calculate the solubility of AgI in mole/L and gm/100 ml.**Sol)**

$$\text{Ksp} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] \quad (\text{As indicated by the equation})$$

$$[\text{AgI}] = \text{X} = [\text{Ag}^+] = [\text{I}^-]$$

$$\begin{aligned}
 \text{Ksp} &= [\text{Ag}^+][\text{I}^-] \\
 &= \text{X} \cdot \text{X} = \text{X}^2
 \end{aligned}$$

$$\text{X}^2 = 8.3 \times 10^{-17}$$

$$\text{X} = 9.11 \times 10^{-9} \text{ mole/L}$$

لتحويل التركيز من مول باللتر الى غرام لكل لتر يتم ضرب التركيز بالوزن الجزيئي وكما يلي :

$$9.11 \times 10^{-9} \times 234.8 \text{ (formula weight)} = 2.14 \times 10^{-6} \text{ g/L}$$

يتم تحويل غرام باللتر الى غرام لكل 100 مللتر وكما موضح ادناه ؛

<u>Concentration</u>	<u>volume</u>
2.14×10^{-6}	1000 ml
x	100 ml

$$x = \frac{2.14 \times 10^{-6} \frac{\text{gm}}{\text{L}} \times 100}{1000}$$

$$X = 2.14 \times 10^{-7} \text{ gm/100 ml}$$

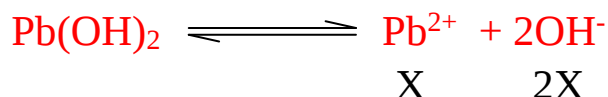
$$(\text{or}) \quad M = \frac{W}{M.Wt} \times \frac{1000}{V_{ml}}$$

$$9.11 \times 10^{-9} = \frac{W}{234.8} \times \frac{1000}{100}$$

$$W = 2.139 \times 10^{-7} \text{ gm/100 ml}$$

Ex. 2: What is the solubility of $\text{Pb}(\text{OH})_2$ if the K_{sp} value at 20°C is 2.5×10^{-16} ?

Sol)



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$2.5 \times 10^{-16} = (\text{X}) \cdot (2\text{X})^2 = 4\text{X}^3$$

$$\text{X}^3 = \frac{2.5 \times 10^{-16}}{4} = 0.625 \times 10^{-16}$$

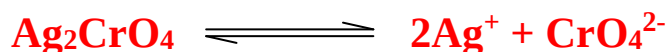
$$\text{X} = \sqrt[3]{0.625 \times 10^{-16}}$$

$$\text{X} = 3.969 \times 10^{-5} \text{ mole/L}$$

3. Calculation of one ion concentration of the salt ions in a saturated solution based on the concentration of the other ion:

حساب تركيز ايون من ايونات الملح بمعرفة تركيز الايون الاخر ومعرفة قيمة حاصل الاذابة

Ex. 1: Calculate the concentration of Ag^+ ion in a saturated solution of Ag_2CrO_4 ($K_{sp} = 3.4 \times 10^{-12}$) if you know that the concentration of $[\text{CrO}_4^{2-}]$ ion is 2×10^{-2} mole/L.



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$3.4 \times 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 \times 2 \times 10^{-2}$$

$$[\text{Ag}^+]^2 = \frac{3.4 \times 10^{-12}}{2 \times 10^{-2}}$$

$$[\text{Ag}^+]^2 = 1.7 \times 10^{-10}$$

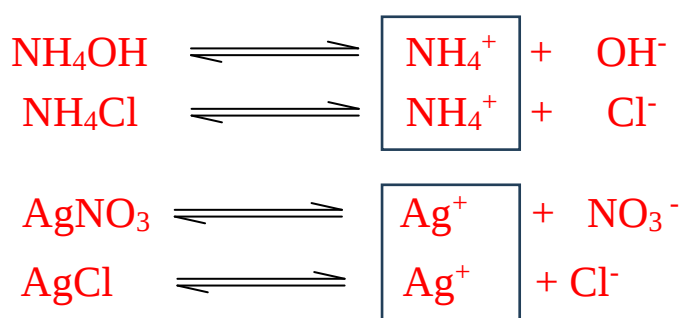
$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{1.7 \times 10^{-10}}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.194 \times 10^{-5} \frac{\text{mole}}{\text{L}}$$

COMMON ION EFFECT

The common ion is an ion found in a solution derived from two compounds or more. This leads to decreasing the concentration of the other ion at equilibrium, provided the temperature and pressure are constant. Therefore, precipitates are more soluble in water than in solutions containing one of the ions of the precipitates.

الايون المشترك هو الايون الموجود في المحلول ويستحصل عليه من مركبين او اكثر ويؤدي وجوده الى تقليل تركيز الايون الاخر عند الاتزان، بشرط ثبوت درجة الحرارة والضغط ولهذا فان الرواسب تكون اكثر ذوبانية في الماء مقارنة بالمحاليل التي تحتوي على الايون المشترك.



Common ion

When the concentration of silver and chloride ions in the solution is 1.0×10^{-5} mole/L in water, then the addition of silver nitrate will increase silver ion concentration. In turn, the concentration of chloride ions decreases since the reaction is directed to the left. By the addition of a sufficient amount of silver nitrate AgNO_3 the concentrations of silver ion and chloride ions will be 1.0×10^{-4} and 1.0×10^{-6} respectively and this will lead to the formation of AgCl according to [Le Chatelier's principle](#). The common ion leads always to less solubility of the salt.

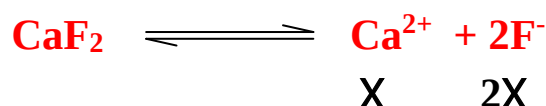
عندما يكون تركيز ايوني الفضة والكلوريد (1×10^{-5}) مول/ لتر في المحلول فعند اضافة كمية كافية من نترات الفضة يتجه التفاعل نحو اليسار ويتكون راسب كلوريد الفضة حسب قاعدة ليه شاتليه وبكل الاحوال يؤدي الايون المشترك الى التقليل من ذوبانية الملح . حيث ان اضافة كمية كافية من نترات الفضة تجعل تركيز ايون الفضة والكلوريد (1×10^{-4} و 1×10^{-6}) على التوالي.

اي يزداد تركيز ايون الفضة ويقل تركيز ايون الكلوريد .

Ex: Calculate the solubility of CaF_2 $K_{sp} = 4.0 \times 10^{-11}$ in

1. Distilled water.
2. Solution of 0.01 M CaCl_2 .
3. Solution of 0.01 M NaF .

1. Distilled water



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = X \cdot (2X)^2 = 4X^3$$

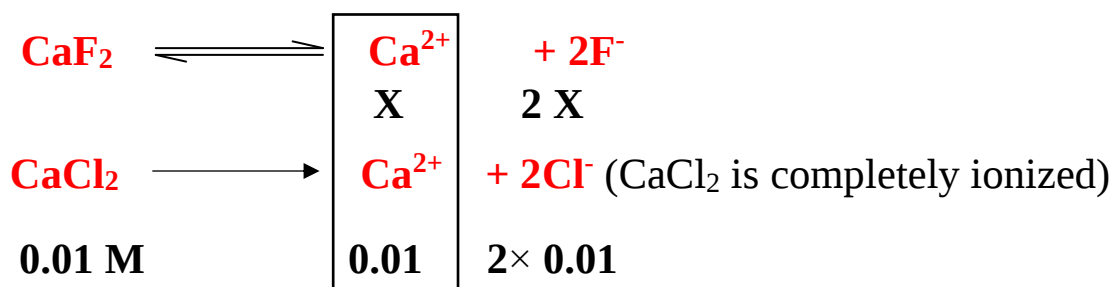
$$X^3 = \frac{4.0 \times 10^{-11}}{4}$$

$$= 1.0 \times 10^{-11}$$

$$X = \sqrt[3]{1.0 \times 10^{-11}}$$

$$X = 2.154 \times 10^{-4} \text{ mole/L}$$

2. Solution of 0.01 M CaCl_2



Common ion

$$[\text{Ca}^{2+}] = X + 0.01$$

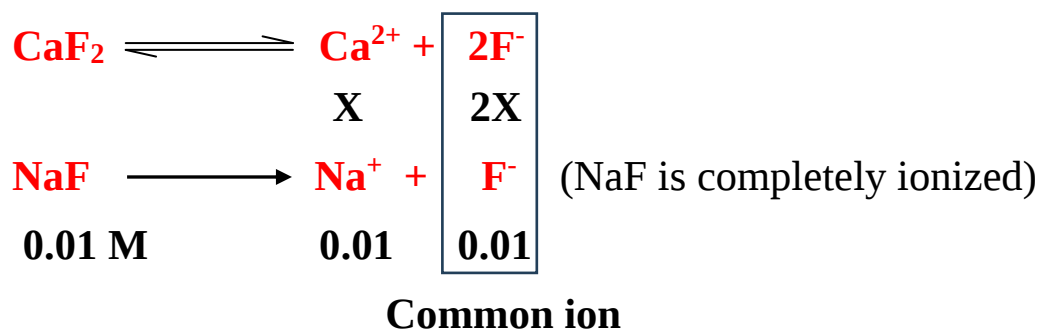
$$[\text{F}^-] = 2X$$

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = (X + 0.01) (2X)^2 \quad x \leq 0.01 \text{ neglected}$$

$$4.0 \times 10^{-11} = 0.01 \times 4 X^2 = 0.04 X^2$$

$$X^2 = \frac{4.0 \times 10^{-11}}{0.04} = 0.1 \times 10^{-10}$$

$$= 3.16 \times 10^{-5} \text{ mole/L}$$

2. Solution of 0.01 M NaF

$$[\text{Ca}^{2+}] = X$$

$$[\text{F}^{-}] = 2X + 0.01$$

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

$$4.0 \times 10^{-11} = (X) \cdot (2X + 0.01)^2 \quad \text{X} \leq 0.01 \text{ neglected}$$

$$4.0 \times 10^{-11} = (X) (0.01)^2$$

$$4.0 \times 10^{-11} = 1.0 \times 10^{-4}X$$

$$X = 4.0 \times 10^{-7} \text{ mole/L}$$