

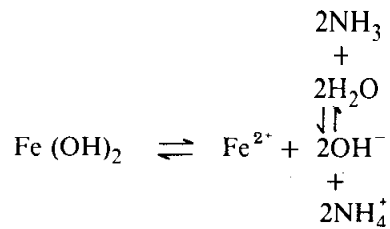
แบบฝึกหัดบทที่ 6

สมดุลของการละลาย

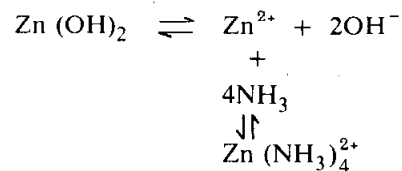
- 1) จงอธิบายว่าข้อความต่อไปนี้ถูกต้องหรือเป็นจริงหรือไม่
- a) AgCl ละลายใน 1.0 M KNO₃ ได้ดีกว่าในน้ำ
 - b) AgCl ละลายใน 1.0 M HCl ได้ดีกว่าในน้ำ
 - c) AgCl ละลายใน 1.0 M NH₃ ได้ดีกว่าในน้ำ
 - d) AgCl ละลายใน 0.01 M HCl ได้น้อยกว่าในน้ำ
 - e) Fe(OH)₂ ละลายใน 0.10 M NH₃ ได้น้อยกว่าในน้ำ
 - f) Zn(OH)₂ ละลายใน 0.10 M NH₃ ได้ดีกว่าในน้ำ
 - g) CaF₂ ละลายในสารละลายที่มี pH 3 ได้ดีกว่า pH 4
 - h) Ag₂CrO₄ ละลายใน 0.01 M AgNO₃ ได้น้อยกว่าใน 0.01 M K₂CrO₄

คำตอบ

- a) ข้อความนี้ถูกต้อง AgCl ละลายใน 1.0 M KNO₃ ได้ดีกว่าในน้ำ เนื่องจากผลของไดเวอร์สไอออน (ดูรายละเอียดในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 214)
- b) ข้อความนี้ไม่ถูกต้อง AgCl ละลายใน 1.0 M HCl ได้น้อยกว่าในน้ำ เนื่องจากผลของคอมมอนไอออน (ดูรายละเอียดในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 187)
- c) ข้อความนี้ถูกต้อง AgCl ละลายใน 1.0 M NH₃ ได้ดีกว่าในน้ำ เนื่องจากผลของการเกิดสารประกอบเชิงซ้อน (ดูรายละเอียดในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 207)
- d) ข้อความนี้ถูกต้อง AgCl ละลายใน 0.01 M HCl ได้น้อยกว่าในน้ำ เนื่องจากผลของคอมมอนไอออน (เช่นเดียวกับข้อ b)
- e) ข้อความนี้ถูกต้อง Fe(OH)₂ ละลายใน 0.10 M NH₃ ได้น้อยกว่าในน้ำเพราะในสารละลายของ NH₃ จะมีผลทำให้สารละลายมีฤทธิ์เป็นเบส มี OH⁻ ในสารละลายมาก จึงทำให้ Fe(OH)₂ ละลายได้น้อย เนื่องจากผลของคอมมอนไอออน

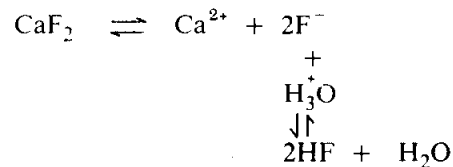


f) ข้อความนี้ถูกต้อง Zn(OH)₂ ละลายใน 0.10 M NH₃ ได้ดีกว่าในน้ำ เนื่องจากผลของการเกิดสารประกอบเชิงซ้อน

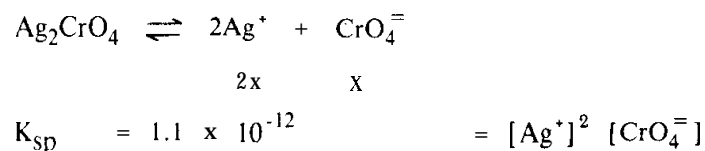


g) ข้อความนี้ถูกต้อง CaF₂ ละลายในสารละลายที่มี pH 3 ได้ดีกว่า pH 4 เพราะในสารละลายที่มี pH ต่ำ จะมีไฮโดรเจนไอออนสูงกว่า จึงทำให้ CaF₂ ละลายได้มากกว่า เนื่องจากผลของความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน

(ดูรายละเอียดในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 195)



h) ข้อความนี้ถูกต้อง สามารถแสดงได้โดยวิธีการคำนวณว่า Ag₂CrO₄ ละลายใน 0.01 M AgNO₃ ได้น้อยกว่าใน 0.01 M K₂CrO₄



ในสารละลาย 0.01 M AgNO_3

$$[\text{Ag}^+] = 2x + 0.01$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = x$$

$$\therefore (2x + 0.01)^2 (x) = 1.1 \times 10^{-12}$$

$2x$ น้อยมากตัดทิ้งได้

$$x = \frac{1.1 \times 10^{-12}}{(0.01)^2}$$

$$x = 1.1 \times 10^{-8}$$

ในสารละลาย 0.01 M K_2CrO_4

$$[\text{Ag}^+] = 2x$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = x + 0.01$$

$$\therefore (2x)^2 (0.01 + x) = 1.1 \times 10^{-12}$$

x น้อยมากตัดทิ้งได้

$$4x^2 = \frac{1.1 \times 10^{-12}}{0.01}$$

$$x = \sqrt{\frac{1.1 \times 10^{-10}}{4}}$$

$$= 5.24 \times 10^{-6}$$

ในสารละลาย 0.01 M K_2CrO_4 ให้ค่า x (การละลาย) มากกว่าในสารละลาย 0.01 M AgNO_3 แสดงว่า การละลายของ Ag_2CrO_4 ใน 0.01 M AgNO_3 จะน้อยกว่าใน 0.01 M K_2CrO_4

2) ค่าผลคูณของการละลายของสารประกอบไอโอไดต์ 4 ชนิด มีค่าดังนี้คือ

1. $\text{TlI } K_{sp} = 6.5 \times 10^{-8}$

2. $\text{AgI } K_{sp} = 8.3 \times 10^{-17}$

3. $\text{PbI}_2 K_{sp} = 7.1 \times 10^{-9}$

4. $\text{BiI}_3 K_{sp} = 8.1 \times 10^{-19}$

จงเรียงสารประกอบทั้ง 4 ชนิดตามลำดับของการละลายจากมากไปน้อยเมื่อ

a) ละลายในน้ำ

b) 0.10 F NaI

c) 0.10 F ในสารละลายที่มีแคตไอออนของสารประกอบแต่ละชนิดละลายอยู่

คำตอบ

a) ละลายในน้ำ แสดงว่าไม่มีไอออนอื่นมารบกวนสมดุลของการละลาย การละลายจะขึ้นอยู่กับค่า K_{sp} ของสารประกอบนั้น ๆ ซึ่งคำนวณได้ดังนี้



$$\therefore (s)(s) = 6.5 \times 10^{-8}$$

$$(s) = 2.6 \times 10^{-4}$$

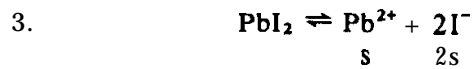
การละลายของ $\text{TlI} = 2.6 \times 10^{-4}$ โมลต่อ ลบ.คม.



$$(s)(s) = 8.3 \times 10^{-17}$$

$$(s) = 9.1 \times 10^{-9}$$

การละลายของ AgI = 9.1×10^{-9} โมลต่อ ลบ.คม.

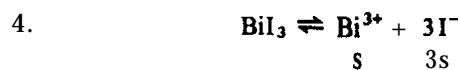


$$(s)(2s)^2 = 7.1 \times 10^{-9}$$

$$s^3 = \frac{7.1 \times 10^{-9}}{4}$$

$$s = 1.21 \times 10^{-3}$$

∴ การละลายของ PbI₂ = 1.2×10^{-3} โมลต่อ ลบ.คม.



$$(s)(3s)^3 = 8.1 \times 10^{-19}$$

$$s^4 = \frac{8.1 \times 10^{-19}}{27}$$

$$= 3.0 \times 10^{-20}$$

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

∴ การละลายของ BiI₃ = 1.3×10^{-5} โมลต่อ ลบ.คม.

จากการละลายที่คำนวณได้เรียงตามลำดับจากมากไปน้อยได้ดังนี้



b) ละลายใน 0.10 F NaI



$$[\text{I}^-] \text{ ทั้งหมด} = (s+0.10)$$

$$\therefore (s)(s+0.10) = 6.5 \times 10^{-8} \quad s \ll 0.10$$

$$s = \frac{6.5 \times 10^{-8}}{0.1}$$

∴ การละลายของ TlI = 6.5×10^{-7} โมลต่อ ลบ.คม.

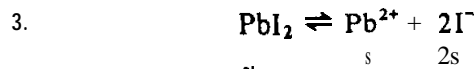


$$[\text{I}^-] \text{ ทั้งหมด} = s+0.10$$

$$(s)(s+0.10) = 8.3 \times 10^{-17} \quad s \ll 0.10$$

$$s = 8.3 \times 10^{-16}$$

∴ การละลายของ AgI = 8.3×10^{-16} โมลต่อ ลบ.ดม.

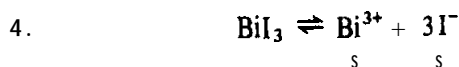


$$[\text{I}^-] \text{ ทั้งหมด} = (2s+0.10)$$

$$s(2s+0.10)^2 = 7.1 \times 10^{-9} \quad 2s \ll 0.10$$

$$s = 7.1 \times 10^{-7}$$

การละลายของ PbI₂ = 7.1×10^{-7} โมลต่อ ลบ.ดม.



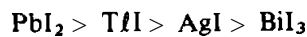
$$[\text{I}^-] \text{ ทั้งหมด} = 3s+0.10$$

$$\therefore s(3s+0.10)^3 = 8.1 \times 10^{-19} \quad 3s \ll 0.10$$

$$s = 8.1 \times 10^{-16}$$

การละลายของ BiI₃ = 8.1×10^{-16} โมลต่อ ลบ.ดม.

เรียงการละลายตามลำดับจากมากไปน้อย



c) การละลายใน 0.10 F ของสารละลายที่มีแคตไอออนของสารประกอบแต่ละชนิดละลายอยู่

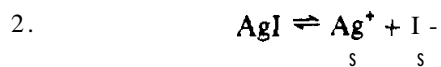


$$[\text{Tl}^+] \text{ ทั้งหมด} = s+0.10$$

$$\therefore (s+0.10)(s) = 6.5 \times 10^{-8} \quad s \ll 0.10$$

$$s = 6.5 \times 10^{-7}$$

การละลายของ TlI = 6.5×10^{-7} โมลต่อ ลบ.ดม.

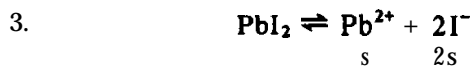


$$[\text{Ag}^+] \text{ ทั้งหมด} = s+0.10$$

$$(s+0.10)(s) = 8.3 \times 10^{-17} \quad s \ll 0.10$$

$$s = 8.3 \times 10^{-16}$$

∴ การละลายของ AgI = 8.3×10^{-16} โมลต่อ ลบ.ดม.



$$[\text{Pb}^{2+}] \text{ ทั้งหมด} = s + 0.10$$

$$\therefore (s + 0.10)(2s)^2 = 7.1 \times 10^{-9} \quad s \ll 0.10$$

$$s^2 = 1.8 \times 10^{-8}$$

$$s = 1.3 \times 10^{-4}$$

\therefore การละลายของ $\text{PbI}_2 = 1.3 \times 10^{-4}$ โมลต่อ ลบ.คม.



$$[\text{Bi}^{3+}] \text{ ทั้งหมด} = s + 0.10$$

$$(s + 0.10)(3s)^3 = 8.1 \times 10^{-19} \quad s \ll 0.10$$

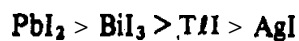
$$s^3 = \frac{8.1 \times 10^{-19}}{27}$$

$$= 0.30 \times 10^{-18}$$

$$s = 0.74 \times 10^{-6}$$

\therefore การละลายของ $\text{BiI}_3 = 7.4 \times 10^{-7}$ โมลต่อ ลบ.คม.

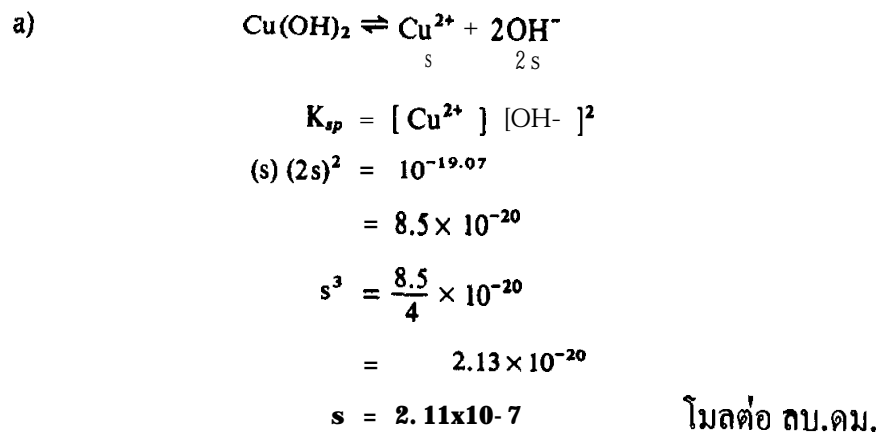
เรียงการละลายตามลำดับจากมากไปน้อย



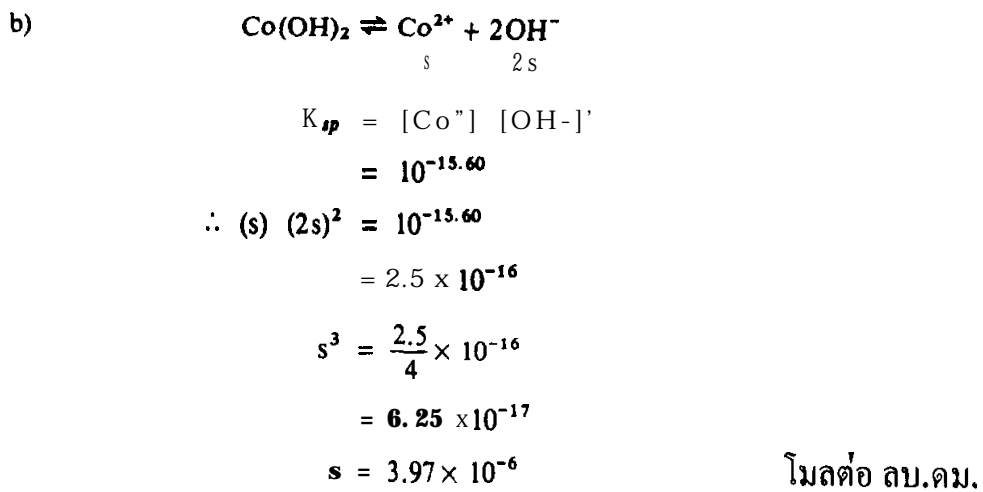
3) จงคำนวณหาการละลายของสารประกอบต่อไปนี้

สารประกอบ	ตอบในเทอมของ	pK_{sp}
a) $\text{Cu}(\text{OH})_2$	mg/dm^3	19.07
b) $\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{mg}/100 \text{ cm}^3$	15.60
c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	g/dm^3	28.70
d) AgCl	mg/cm^3	9.81
e) $\text{Cr}(\text{OH})_3$	M	30.22

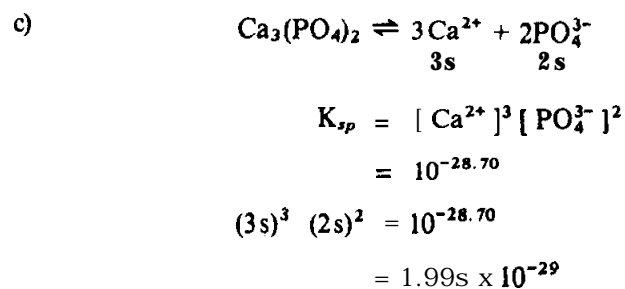
คำตอบ



∴ การละลายของ $\text{Cu(OH)}_2 = 2.77 \times 10^{-7} \times 94.9 \times 10^{-3}$
 $= 2.62 \times 10^{-2}$ มิลลิกรัมต่อ ลบ.ดม.



∴ การละลายของ $\text{Co(OH)}_2 = 3.97 \times 10^{-6} \times 92.9 \times \frac{100}{1.000} \times 1,000$
 $= 3.68 \times 10^{-2}$ มิลลิกรัมต่อ 100 ลบ.ซม.



$$s^5 = \frac{1.995 \times 10^{-29}}{27 \times 4}$$

$$= 1.85 \times 10^{-31}$$

$$5 \log s = \log 1.85 \times 10^{-31}$$

$$\log s = \frac{0.2672 + (-31)}{5}$$

$$= \frac{-30.7328}{5}$$

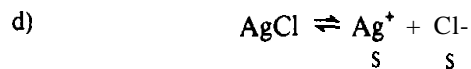
$$= -6.1466$$

$$= 7.8534$$

$$\therefore s = 7.13 \times 10^{-7} \quad \text{โมลต่อ ลบ.คม.}$$

$$\therefore \text{การละลายของ } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 7.13 \times 10^{-7} \times 309.94$$

$$= 2.21 \times 10^{-4} \quad \text{กรัมต่อ ลบ.คม.}$$



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$= 10^{-9.81}$$

$$(s)(s) = 10^{-9.81}$$

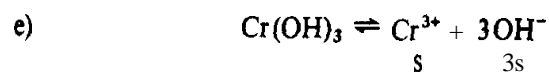
$$= 1.55 \times 10^{-10}$$

$$s = 1.25 \times 10^{-5}$$

โมลต่อ ลบ.คม.

$$= 1.25 \times 10^{-5} \times 143.32 \times \frac{10^3}{10^3}$$

$$\therefore \text{การละลายของ } \text{AgCl} = 1.79 \times 10^{-3} \text{ มิลลิกรัมต่อ ลบ.ชม.}$$



$$K_{sp} = [\text{Cr}^{3+}][\text{OH}^-]^3$$

$$(s)(3s)^3 = 10^{-30.22}$$

$$= 6.03 \times 10^{-31}$$

$$s^4 = \frac{6.63 \times 10^{-31}}{27}$$

$$= 2.23 \times 10^{-32}$$

$$s = 1.22 \times 10^{-8} \text{ โมลต่อ ลบ.คม.}$$

∴ การละลายของ $\text{Cr}(\text{OH})_3 = 1.22 \times 10^{-8}$ โมลต่อ ลบ.คม.

4) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

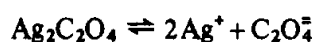
5) จงคำนวณหาค่า K_{sp} ของสารประกอบต่อไปนี้จากข้อมูลของการละลายที่ให้มา

สารประกอบ	การละลาย
a) $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$3.30 \times 10^{-2} \text{ g/dm}^3$
b) Ag_2S	$5.70 \times 10^{-16} \text{ mg/cm}^3$
c) $\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2.60 \times 10^{-2} \text{ mg/100 cm}^3$
d) CdS	$1.0 \times 10^{-9} \text{ mg/dm}^3$
e) BiS_3	$3.10 \times 10^{-18} \text{ mg/100 cm}^3$

คำตอบ

$$\text{a) การละลายของ } \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \frac{3.30 \times 10^{-2}}{303.74} \text{ โมลต่อ ลบ.คม.}$$

$$= 1.09 \times 10^{-4} \text{ โมลต่อ ลบ.คม.}$$



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ag}^+] = 2 \times 1.09 \times 10^{-4}$$

$$= 2.18 \times 10^{-4}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1.09 \times 10^{-4}$$

$$K_{sp} = (2.18 \times 10^{-4})^2 (1.09 \times 10^{-4})$$

$$= 5.18 \times 10^{-12}$$

$$\text{b) การละลายของ } \text{Ag}_2\text{S} = 5.70 \times 10^{-16} \text{ มิลลิกรัมต่อ ลบ.ซม.}$$

$$= \frac{5.70 \times 10^{-16}}{247.74}$$

$$= 2.3 \times 10^{-18} \text{ โมลต่อ ลบ.คม.}$$

$$\begin{aligned} \text{Ag}_2\text{S} &\rightleftharpoons 2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \\ K_{sp} &= [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}] \\ [\text{Ag}^+] &= 2 \times 2.3 \times 10^{-18} \\ &= 4.6 \times 10^{-18} \\ [\text{S}^{2-}] &= 2.3 \times 10^{-18} \\ K_{sp} &= (4.6 \times 10^{-18})^2 (2.3 \times 10^{-18}) \\ &= 4.9 \times 10^{-53} \end{aligned}$$

c) การละลายของ $\text{Cd}(\text{OH})_2 = 2.60 \times 10^{-2}$ มิลลิกรัมต่อ ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} &= \frac{2.60 \times 10^{-2} \times 10^3 \times 10}{146.4} \\ &= 1.78 \times 10^{-2} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \\ \text{Cd}(\text{OH})_2 &\rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \\ K_{sp} &= [\text{Cd}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 \\ [\text{Cd}^{2+}] &= 1.78 \times 10^{-2} \\ [\text{OH}^-] &= 2 \times 1.78 \times 10^{-2} \\ &= 3.56 \times 10^{-2} \\ K_{sp} &= [1.78 \times 10^{-2}] [3.56 \times 10^{-2}]^2 \\ &= 2.3 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

d) การละลายของ $\text{CdS} = 1.0 \times 10^{-9}$ มิลลิกรัมต่อ ลบ.ดม.

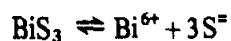
$$\begin{aligned} &= \frac{1.0 \times 10^{-9} \times 10^{-3}}{144.4} \\ &= 6.9 \times 10^{-15} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \\ \text{CdS} &\rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \\ K_{sp} &= [\text{Cd}^{2+}] [\text{S}^{2-}] \\ &= [6.9 \times 10^{-15}] [6.9 \times 10^{-15}] \\ &= 4.8 \times 10^{-29} \end{aligned}$$

e) การละลายของ $\text{BiS}_3 = 3.10 \times 10^{-18}$ กรัมต่อ 100 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} &= \frac{3.10 \times 10^{-18} \times 10}{304.98} \\ &= 1.02 \times 10^{-19} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \\ \therefore [\text{Bi}^{6+}] &= 1.02 \times 10^{-19} \end{aligned}$$

$$[S^{2-}] = 3 \times 1.02 \times 10^{-19}$$

$$= 3.06 \times 10^{-19}$$



$$K_{sp} = [Bi^{6+}][S^{2-}]^3$$

$$= [1.02 \times 10^{-19}][3.06 \times 10^{-19}]^3$$

$$\approx 2.9 \times 10^{-75}$$

6) จงคำนวณหาปริมาณของน้ำที่ต้องใช้ในการละลายสารประกอบต่อไปนี้

a) 10.0 มิลลิกรัม ของ PbF_2

e) 1.0 ไมโครกรัมของ $Fe(OH)_3$

b) 0.50 มิลลิกรัม ของ $BaSO_4$

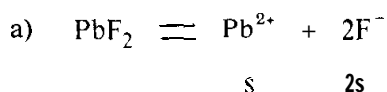
f) HgS 1 ไมเลกุล

c) 20 มิลลิกรัม ของ $Ca(IO_3)_2$

(1 mole = 6.0×10^{-23} ไมเลกุล)

d) 1.0 มิลลิกรัม ของ MnS

คำตอบ (เฉพาะข้อ a), b และ c)



$$K_{sp} = 2.7 \times 10^{-8}$$

$$(s)(2s)^2 = 2.7 \times 10^{-8}$$

$$s^3 = 6.75 \times 10^{-9}$$

$$s = 1.89 \times 10^{-3}$$

โมลต่อ ลบ.คม.

PbF_2 ละลายได้ = $1.89 \times 10^{-3} \times 245.19$ กรัมต่อ ลบ.คม.

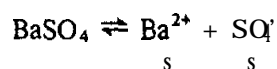
$$= 0.463 \times 10^3$$

มิลลิกรัมต่อ ลบ.คม.

ถ้าต้องการละลาย 10.0 มิลลิกรัม ต้องใช้น้ำ = $\frac{10.0 \times 10^3}{0.463 \times 10^3}$ ลบ.ซม.

$$= 21.6 \text{ ลบ.ซม.}$$

b)



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

$$s^2 = 1.3 \times 10^{-10}$$

$$s = 1.14 \times 10^{-5} \text{ โมลต่อ ลบ.คม.}$$

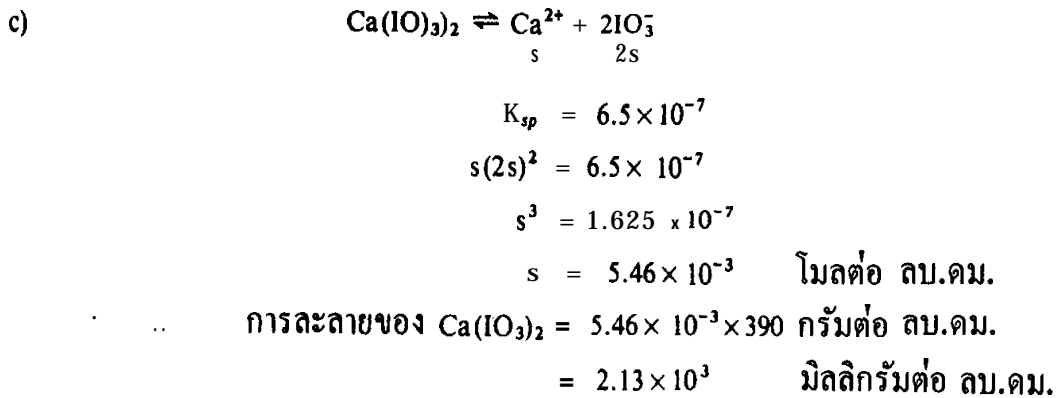
$$\text{การละลายของ } BaSO_4 = 1.14 \times 10^{-5} \times 233.40$$

$$= 2.66 \times 10^{-3} \text{ กรัมต่อ ลบ.คม.}$$

$$= 2.66 \text{ มิลลิกรัมต่อ ลบ.คม.}$$

ถ้าต้องการละลาย BaSO_4 0.50 มิลลิกรัมต้องใช้น้ำ $= \frac{0.5 \times 10^3}{2.66}$

$$= 188 \text{ ลบ.ซม.}$$



ถ้าต้องการละลาย $\text{Ca(IO}_3)_2$ จำนวน 20 มิลลิกรัมต้องใช้น้ำ

$$= \frac{20 \times 10^3}{2.13 \times 10^3}$$

$$= 9.4 \text{ ลบ.ซม.}$$

- 7) จงแสดงว่าสารผสมต่อไปนี้สามารถตกตะกอนได้หรือไม่
- 0.010 M CaCl_2 ผสมกับ 0.010 M NaOH โดยใช้ปริมาตรเท่ากัน
 - 100 ลบ.ซม. ของ 0.0015 M Ag^+ รวมกับ 200 ลบ.ซม. ของ 0.0010 M Cl^-
 - 1.0 ลบ.ซม. ของ 0.10 M Sr^{2+} เติมนลงใน 1 ลบ.คม. ของ 0.050 M CrO_4^{2-}
 - 1.0 ไมโครกรัมของ Ag^+ รวมกับ 1.0 ไมโครกรัมของ I^- ในน้ำ 500 ลบ.ซม.
 - 1.0 มิลลิกรัม ของ $\text{Ca(NO}_3)_2$ รวมกับ 1.0 มิลลิกรัม ของ $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ ในน้ำ 1 ลบ.คม.

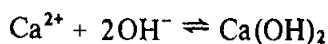
คำตอบ

$$\text{a) } [\text{Ca}^{2+}] = \frac{0.010}{2}$$

$$= 0.005 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.010}{2} \text{ M}$$

$$= 0.005 \text{ M}$$



$$\text{ICP} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$= (0.005) (0.005)^2$$

$$= 1.25 \times 10^{-7}$$

$$K_{sp} \text{Ca}(\text{OH})_2 = 5.9 \times 10^{-15}$$

$$\therefore \text{ICP} > K_{sp}$$

แสดงว่าสารผสมนี้สามารถตกตะกอนได้

b) ปริมาตรรวม = 100 + 200 = 300 ลบ.ซม.

$$[\text{Ag}^+] = \frac{100 \times 0.0015}{300} = 0.0005 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{200 \times 0.0010}{300} = 0.00067 \text{ M}$$

$$\text{ICP} = (0.0005) (0.00067) = 3.35 \times 10^{-7}$$

$$K_{sp} \text{AgCl} = 1.82 \times 10^{-10}$$

$$\text{ICP} > K_{sp}$$

แสดงว่าสารผสมนี้สามารถตกตะกอนได้

c) $[\text{Sr}^{2+}] = \frac{0.10 \times 1.0}{1001}$

$$\cong 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0.050 \text{ M}$$

$$\text{ICP} = (1.0 \times 10^{-4}) (0.05)$$

$$= 5.0 \times 10^{-6}$$

$$K_{sp} \text{SrCrO}_4 = 3.6 \times 10^{-5}$$

$$\text{ICP} < K_{sp}$$

แสดงว่าสารละลายผสมนี้ไม่ตกตะกอน

d) $[\text{Ag}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-6}}{107.9} \times \frac{1,000}{500}$

$$= 1.85 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$[I^-] = \frac{1.0 \times 10^{-6}}{127} \times \frac{1,000}{500}$$

$$= 1.57 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$ICP = (1.85 \times 10^{-9}) (1.57 \times 10^{-8})$$

$$= 2.9 \times 10^{-16}$$

$$K_{sp} = 8.3 \times 10^{-17}$$

$$ICP > K_{sp}$$

แสดงว่าสารละลายผสมนี้สามารถตกตะกอนได้

$$e) [Ca^{2+}] = \frac{1.0 \times 10^{-3}}{160}$$

$$= 6.25 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[C_2O_4^{2-}] = \frac{1.0 \times 10^{-3}}{124 \text{ g}}$$

$$= 8.06 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[ICP] = 6.25 \times 10^{-6} \times 8.06 \times 10^{-6}$$

$$= 5.04 \times 10^{-11}$$

$$K_{sp} \text{ CaC}_2\text{O}_4 = 2.3 \times 10^{-9}$$

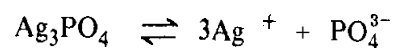
$$ICP < K_{sp}$$

แสดงว่าจะไม่เกิดตะกอนขึ้น

8), 9) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

10) ความเข้มข้นของ PO_4^{3-} ควรมีค่าเท่ากับเท่าไร ที่จะทำให้สารละลาย 0.10 M $AgNO_3$ เริ่มตกตะกอนเป็น Ag_3PO_4 พอดี

คำตอบ



$$K_{sp} = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}] = 1.0 \times 10^{-21}$$

$$(0.1)^3 [PO_4^{3-}] = 1.0 \times 10^{-21}$$

$$[PO_4^{3-}] = \frac{1.0 \times 10^{-21}}{10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-18}$$

$[\text{PO}_4^{3-}]$ ควรมีความเข้มข้นเท่ากับ $1.0 \times 10^{-18} \text{ M}$ จึงจะทำให้สารละลาย 0.10 M AgNO_3 เริ่มตกตะกอนเป็น Ag_3PO_4 พอดี

11), 12), 13), 14) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

15) จงคำนวณหาจำนวนมิลลิกรัมของ Mn^{2+} ที่ไม่ตกตะกอนในสารละลายที่มี 0.100 M MnSO_4 จำนวน 100 ลบ.ซม. และเติม Na_2S ที่มากเพียงพอที่ทำให้ เมื่อตกตะกอนแล้วมีความเข้มข้นของ S^{2-} เท่ากับ 0.001 M สมมติว่าไม่มีการเปลี่ยนแปลงปริมาตรเมื่อเติม Na_2S

คำตอบ

$$K_{sp} \text{ MnS} = 3 \times 10^{-13}$$

$$\text{เมื่อตกตะกอนแล้วมีความเข้มข้นของ } \text{S}^{2-} = 0.001 \text{ M}$$

$$\therefore [\text{Mn}^{2+}] [0.001] = 3 \times 10^{-13}$$

$$[\text{Mn}^{2+}] = \frac{3 \times 10^{-13}}{0.001}$$

$$= 3 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$= 3 \times 10^{-10} \times 54.93$$

$$= 1.64 \times 10^{-8} \text{ กรัมต่อ ลบ.ดม.}$$

จำนวน $[\text{Mn}^{2+}]$ ที่ไม่ตกตะกอนในสารละลาย 100 ลบ.ซม.

$$= 1.64 \times 10^{-9} \text{ กรัมต่อ 100 ลบ.ซม.}$$

$$= 1.64 \times 10^{-6} \text{ มิลลิกรัมต่อ 100 ลบ.ซม.}$$

16) จากโจทย์ลักษณะเดียวกับข้อ 15 จงคำนวณหาจำนวนมิลลิกรัมของไอออนต่าง ๆ ที่ไม่ตกตะกอนดังนี้

ไอออนที่ไม่ตกตะกอน	สารที่มีอยู่	สารที่เติม	ความเข้มข้นสุดท้าย โมลต่อ ลบ.ดม.
a) SO_4^{2-}	Na_2SO_4	BaCl_2	$\text{Ba}^{2+} = 0.005$
b) CrO_4^{2-}	K_2CrO_4	PbCl_2	$\text{Pb}^{2+} = 0.010$
c) Fe^{3+}	FeCl_3	NaOH	$\text{OH}^- = 1.0 \times 10^{-4}$
d) Ag^+	AgNO_3	KI	$\text{I}^- = 0.033$

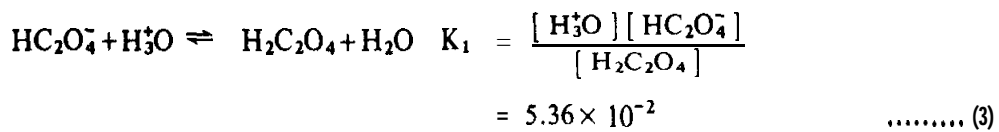
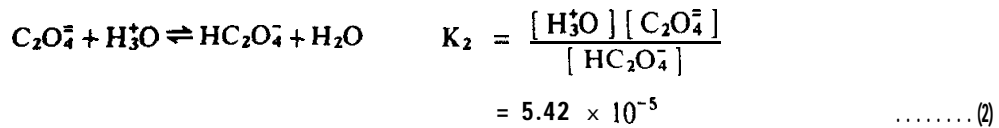
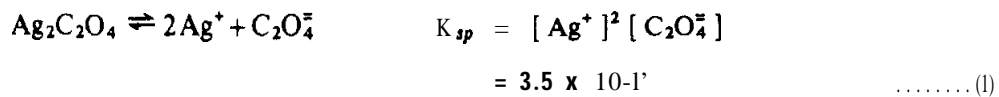
คำตอบ

ion left = $\frac{K_{sp}}{\text{final ion (M)}}$	ion left (M)	ion left mg/100 cm ³
a) $[SO_4^{2-}] = \frac{1.3 \times 10^{-10}}{0.005}$	2.6×10^{-8}	6.1×10^{-4}
b) $[CrO_4^{2-}] = \frac{1.8 \times 10^{-14}}{0.010}$	1.8×10^{-12}	5.8×10^{-8}
c) $[Fe^{3+}] = \frac{4 \times 10^{-38}}{(1.0 \times 10^{-4})^3}$	4.0×10^{-26}	4.3×10^{-22}
d) $[Ag^+] = \frac{8.3 \times 10^{-17}}{0.033}$	2.5×10^{-15}	5.9×10^{-11}

17), 18) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

19) จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของเงินออกซาเลต ในสารละลาย 0.020 M Na₂C₂O₄ ซึ่งมีความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนเท่ากับ 0.10 โมลาร์

คำตอบ



จาก (2) $[HC_2O_4^-] = \frac{[H_3O^+][C_2O_4^{2-}]}{K_2} = \frac{0.1 \times [C_2O_4^{2-}]}{5.42 \times 10^{-5}} = 1.85 \times 10^3 [C_2O_4^{2-}] \quad \dots\dots\dots (5)$

จาก (3) $[H_2C_2O_4] = \frac{[H_3O^+][HC_2O_4^-]}{K_1}$

$$= \frac{0.1 \times 1.85 \times 10^3 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}{5.36 \times 10^{-2}}$$

$$= 3.45 \times 10^3 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \quad \dots\dots\dots(6)$$

ตามที่โจทย์กำหนดให้อยู่ในสารละลายของโซเดียมออกซาเลตเข้มข้น 0.02 M แสดงว่า

$$0.02 = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + [\text{HC}_2\text{O}_4^-] + [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] \quad \dots\dots\dots(7)$$

แทน (5) และ (6) ลงใน (7)

$$0.02 = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + 1.85 \times 10^3 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + 3.45 \times 10^3 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$= 5.3 \times 10^3 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$\therefore [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 3.8 \times 10^{-6} \text{ M}$$

แทนค่า $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ ลงใน (1)

$$[\text{Ag}^+]^2 = \frac{3.5 \times 10^{-11}}{3.8 \times 10^{-6}}$$

$$= 9.21 \times 10^{-6}$$

$$[\text{Ag}^+] = 3.03 \times 10^{-3}$$

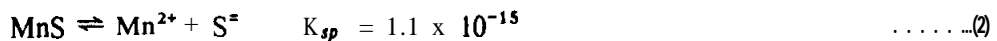
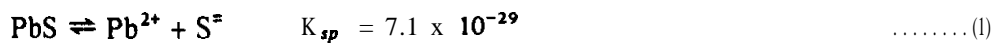
$$\text{การละลายเป็นโมลาร์} = \frac{1}{2} [\text{Ag}^+]$$

$$= 1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

20) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

21) ถ้าเติม H_2S ลงในสารละลายที่เป็นกรดของ 0.100 M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ และ 0.100 M $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ จงหาว่าตะกอนซัลไฟด์ตัวใดจะตกตะกอนก่อน และคำนวณหาว่าจะมีไอออนของตัวที่ตกตะกอนก่อนเหลืออยู่ที่มิลลิกรัม เมื่อไอออนตัวที่สองเริ่มตกตะกอน

คำตอบ



จากค่า K_{sp} แสดงว่า Pb^{2+} จะตกตะกอนก่อนเพราะค่า K_{sp} มีค่าน้อยกว่า
จากค่า K_{sp}

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 7.1 \times 10^{-29} \quad \dots\dots\dots(3)$$

$$[\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 1.1 \times 10^{-15} \quad \dots\dots\dots(4)$$

$$(3) \div (4) \quad \frac{[Pb^{2+}][S^{2-}]}{[Mn^{2+}][S^{2-}]} = \frac{7.1 \times 10^{-29}}{1.1 \times 10^{-15}}$$

$$[Pb^{2+}] = 6.5 \times 10^{-14} [Mn^{2+}]$$

$[Pb^{2+}]$ จะเหลืออยู่เป็น 6.5×10^{-14} เท่าของ $[Mn^{2+}]$ ถ้า $[Mn^{2+}]$ เริ่มตกตะกอนจะมีความเข้มข้นของ $[Mn^{2+}]$ ที่เริ่มต้นเท่ากับ 0.100 M

$$\begin{aligned} \therefore [Pb^{2+}] &= 6.5 \times 10^{-14} \times 0.100 \\ &= 6.5 \times 10^{-15} \text{ M} \\ &= 6.5 \times 10^{-15} \times 207 \text{ กรัมต่อ ลบ.ดม.} \\ &= 1.34 \times 10^{-12} \times \frac{10^3}{10} \text{ มิลลิกรัมต่อ 100 ลบ.ซม.} \\ &= 1.34 \times 10^{-10} \text{ มิลลิกรัมต่อ 100 ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

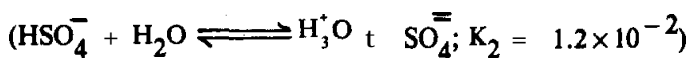
22) จงคำนวณหาการละลายของ $BaSO_4$ ในสารละลายต่อไปนี้

a) สารละลายที่เป็นกลาง

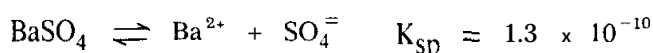
ตอบ 1.1×10^{-5} F

b) 0.100 F HCl

ตอบ 3.5×10^{-5} F



คำตอบ



a) สารละลายที่เป็นกลาง

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1.3 \times 10^{-10}$$

ในสารละลายที่เป็นกลาง $[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$

$$= s$$

$$s^2 = 1.3 \times 10^{-10}$$

$$s = 1.1 \times 10^{-5}$$

\therefore การละลายของ $BaSO_4 = 1.1 \times 10^{-5}$ โมลต่อ ลบ.ดม.

b) 0.100 F HCl

การละลายของ $BaSO_4 = [Ba^{2+}]$

$$= [SO_4^{2-}] + [HSO_4^-] \quad \dots\dots\dots (1)$$

$$\begin{aligned}
 [\text{HSO}_4^-] &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{K_2} \\
 &= \frac{0.100 [\text{SO}_4^{2-}]}{1.2 \times 10^{-2}} \\
 &= 8.3 [\text{SO}_4^{2-}]
 \end{aligned}$$

แทนค่าลงใน (1)

$$\begin{aligned}
 \text{การละลายของ BaSO}_4 &= [\text{Ba}^{2+}] \\
 &= [\text{SO}_4^{2-}] + 8.3 [\text{SO}_4^{2-}] \\
 &= 9.3 [\text{SO}_4^{2-}]
 \end{aligned}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 9.3 \times \frac{K_{sp}}{[\text{Ba}^{2+}]}$$

$$\therefore [\text{Ba}^{2+}]^2 = 9.3 \times 1.3 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 3.5 \times 10^{-5} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

$$\text{การละลายของ BaSO}_4 = 3.5 \times 10^{-5} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

23) จงคำนวณหาการละลายของเงินออกซาเลต ($\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$) ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H_3O^+ ดังนี้

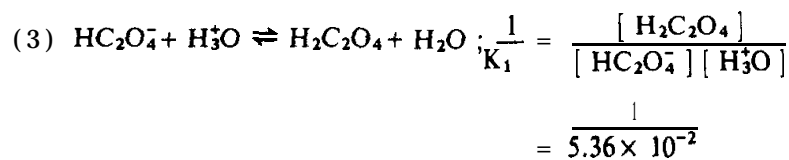
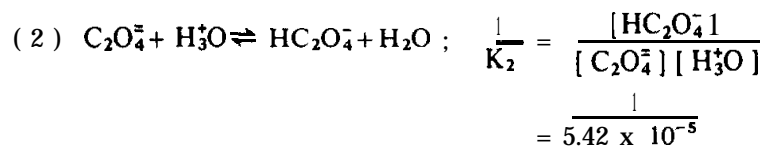
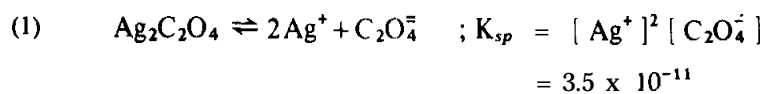
a) $1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$

b) $1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$

c) $1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$

คำตอบ

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในการละลายมีดังนี้



$$\begin{aligned} \text{การละลายของ } \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 &= \frac{1}{2} [\text{Ag}^+] \\ &= [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + [\text{HC}_2\text{O}_4^-] + [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] \end{aligned} \quad \dots\dots\dots (4)$$

$$\text{จาก (2)} \quad [\text{HC}_2\text{O}_4^-] = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{5.42 \times 10^{-5}} \quad \dots\dots\dots (5)$$

$$\begin{aligned} \text{จาก (3)} \quad [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] &= \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{5.36 \times 10^{-2}} \\ &= \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{5.42 \times 10^{-5} \times 5.36 \times 10^{-2}} \\ &= \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2.91 \times 10^{-6}} \end{aligned} \quad \dots\dots\dots (6)$$

แทน (5) และ (6) ลงใน (4)

$$\begin{aligned} \frac{1}{2} [\text{Ag}^+] &= [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2.91 \times 10^{-6}} \\ &= \frac{K_{sp}}{[\text{Ag}^+]^2} \left[1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2.91 \times 10^{-6}} \right] \\ [\text{Ag}^+]^3 &= 2 \times 3.5 \times 10^{-11} \left[1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2.91 \times 10^{-6}} \right] \dots\dots\dots (7) \end{aligned}$$

a) เมื่อ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$

แทนค่า $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ลงใน (7)

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+]^3 &= 7.0 \times 10^{-11} \left[1 + \frac{1.0 \times 10^{-6}}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{(1.0 \times 10^{-6})^2}{2.91 \times 10^{-6}} \right] \\ &= 7.0 \times 10^{-11} [1 + 1.8 \times 10^{-2} + 3.4 \times 10^{-6}] \\ &= 7.1 \times 10^{-11} \end{aligned}$$

$$[\text{Ag}^+] = 4.1 \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

การละลายของ $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ในสารละลายที่มี H_3O^+ เข้มข้น $1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$ มีค่าเท่ากับ

$$\begin{aligned} \frac{1}{2} [\text{Ag}^+] &= \frac{4.1}{2} \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \\ &= 2.05 \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \end{aligned}$$

b) เมื่อ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-4}$

แทนค่า $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ลงใน (7)

$$[\text{Ag}^+]^3 = 7.0 \times 10^{-11} \left[1 + \frac{1.0 \times 10^{-4}}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{(1.0 \times 10^{-4})^2}{2.91 \times 10^{-6}} \right]$$

$$= 7.0 \times 10^{-11} [1 + 1.8 + 3.4 \times 10^{-4}]$$

$$= 19.6 \times 10^{-11}$$

$$[Ag^+] = 5.8 \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

การละลายของ $Ag_2C_2O_4$ ในสารละลายที่มี H_2O เข้มข้น $1.0 \times 10^{-4} M$ มีค่าเท่ากับ

$$\frac{1}{2} [Ag^+] = \frac{5.8}{2} \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

$$= 2.9 \times 10^{-4} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

c) เมื่อ $[H_2O] = 1.0 \times 10^{-2} M$

แทนค่า $[H_2O]$ ลงใน (7)

$$[Ag^+]^3 = 7.0 \times 10^{-11} \left[1 + \frac{1.0 \times 10^{-2}}{5.42 \times 10^{-5}} + \frac{(1.0 \times 10^{-2})^2}{2.91 \times 10^{-6}} \right]$$

$$= 7.0 \times 10^{-11} [1 + 1.8 \times 10^2 + 34]$$

$$= 1.5 \times 10^{-8}$$

$$= 2.5 \times 10^{-3} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

การละลายของ $Ag_2C_2O_4$ ในสารละลายที่มี $[H_2O]$ เข้มข้น $1.0 \times 10^{-2} M$ มีค่าเท่ากับ

$$\frac{1}{2} [Ag^+] = \frac{2.5}{2} \times 10^{-3}$$

$$= 1.25 \times 10^{-3} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

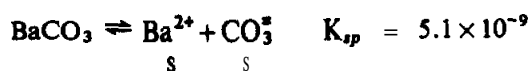
24) จงคำนวณหาการละลายของ $BaCO_3$ ในน้ำ

1) ไม่คำนึงถึงความเป็นเบสของ CO_3^{2-}

2) คำนึงถึงความเป็นเบสของ CO_3^{2-}

คำตอบ

1) ไม่คำนึงถึงความเป็นด่างของ CO_3^{2-}



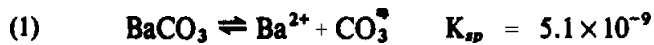
$$[Ba^{2+}][CO_3^{2-}] = 5.1 \times 10^{-9}$$

$$(s)^2 = 5.1 \times 10^{-9}$$

$$s = 7.1 \times 10^{-5} \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

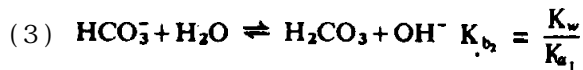
∴ การละลายของ BaCO_3 ในน้ำ $= 7.1 \times 10^{-5}$ โมลต่อ ลบ.ดม.

2) กำเนิดถึงความเข้มข้นของ CO_3^{2-}



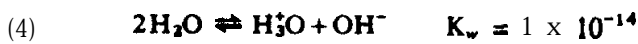
(2) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $K_{b_1} = \frac{K_w}{K_{a_2}}$
 $= \frac{1 \times 10^{-14}}{4.7 \times 10^{-11}}$

$= 2.1 \times 10^{-4}$



$= \frac{1 \times 10^{-14}}{4.45 \times 10^{-7}}$

$= 2.2 \times 10^{-8}$



solubility $= [\text{Ba}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{H}_2\text{CO}_3]$ (5)

สมการประจุสมดุล

$2[\text{Ba}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{OH}^-]$ (6)

จากสมการ (2) จะเห็นว่า CO_3^{2-} เมื่อละลายน้ำแล้วทำให้เกิด OH^- ดังนั้นในสารละลายจะแสดงฤทธิ์เป็นเบส นั่นคือ $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$ ซึ่ง $[\text{OH}^-]$ จะมาจาก $[\text{CO}_3^{2-}]$ ที่มาจากการละลายของ BaCO_3 ดังนั้น $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll \ll [\text{Ba}^{2+}]$

จากสมการที่ (6) แสดงว่า

$2[\text{Ba}^{2+}] = 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{OH}^-]$ (7)

จากสมการที่ (2) และ (3) จะเห็นได้ว่าค่า $K_{b_2} \ll K_{b_1}$ แสดงว่า $[\text{H}_2\text{CO}_3]$ มีโอกาสเกิดขึ้นได้น้อยกว่า HCO_3^- อยู่มาก นั่นคือ สมการ (5) จะได้

$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$ (8)

(7)-(8) x 2

$0 = [\text{OH}^-] - [\text{HCO}_3^-]$

∴ $[\text{OH}^-] = [\text{HCO}_3^-]$ (9)

จาก (2)

$\frac{K_w}{K_{a_2}} = 2.1 \times 10^{-4}$

$$= \frac{[\text{HCO}_3^-] [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

$$\left[\frac{[\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CO}_3^{2-}]} \right]$$

$$[\text{HCO}_3^-] = \sqrt{2.1 \times 10^{-4} [\text{CO}_3^{2-}]}$$

แทนค่าลงในสมการที่ (8)

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] + \sqrt{2.1 \times 10^{-4} [\text{CO}_3^{2-}]} \quad \dots\dots\dots (10)$$

จาก (1) $[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{K_{sp}}{[\text{Ba}^{2+}]}$
 $= \frac{5.1 \times 10^{-9}}{[\text{Ba}^{2+}]}$

แทนค่า $[\text{CO}_3^{2-}]$ ลงใน (10)

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{5.1 \times 10^{-9}}{[\text{Ba}^{2+}]} + \sqrt{\frac{2.1 \times 10^{-4} \times 5.1 \times 10^{-9}}{[\text{Ba}^{2+}]}}$$

$$[\text{Ba}^{2+}]^2 - 1.03 \times 10^{-6} [\text{Ba}^{2+}]^{\frac{1}{2}} - 5.1 \times 10^{-9} = 0$$

แทนค่า $[\text{Ba}^{2+}] = 1 \times 10^{-4}$

$$[1 \times 10^{-8}] - 1.03 \times 10^{-6} [1 \times 10^{-4}]^{\frac{1}{2}} - 5.1 \times 10^{-9} = -5.4 \times 10^{-9}$$

แทนค่า $[\text{Ba}^{2+}] = 1.5 \times 10^{-4}$

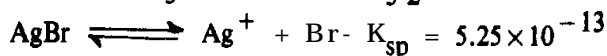
$$[2.25 \times 10^{-8}] - 1.03 \times 10^{-6} (1.22 \times 10^{-2}) - 5.1 \times 10^{-9} = 4.8 \times 10^{-9}$$

แทนค่า $[\text{Ba}^{2+}] = 1.3 \times 10^{-4}$

$$[1.69 \times 10^{-8}] - 1.03 \times 10^{-6} (1.14 \times 10^{-2}) - 5.1 \times 10^{-9} \cong 0$$

นั่นคือ การละลายของ $[\text{BaCO}_3] = 1.3 \times 10^{-4} \text{ M}$

25) กำหนดให้

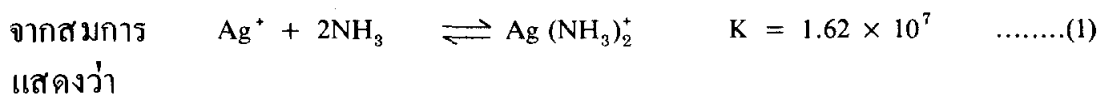


จงคำนวณหาความเข้มข้นของแอมโมเนียที่ต้องใช้เพื่อป้องกันไม่ให้เกิดการตกตะกอน

ก่อน AgBr ในสารละลายที่มี 0.025 M Br^- และ $0.045 \text{ M Ag}(\text{NH}_3)_2^+$

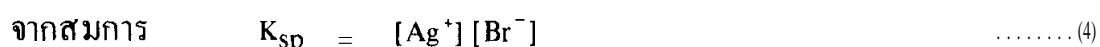
คำตอบ

การคำนวณหาความเข้มข้นของแอมโมเนียที่ต้องใช้ป้องกันไม่ให้เกิดการตกตะกอน AgBr คือการคำนวณหาว่าความเข้มข้นของแอมโมเนียควรมีค่าเท่ากับเท่าไรจึงจะทำให้ผลคูณระหว่าง $[Ag^+]$ กับ $[Br^-]$ มีค่าเท่ากับ K_{sp} ของ AgBr พอดี



$$\frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2} = 1.62 \times 10^7 \quad \dots\dots(2)$$

$$[Ag^+] = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{1.62 \times 10^7 [NH_3]^2} \quad \dots\dots(3)$$



แทนค่า (3) ลงใน (4)

$$5.25 \times 10^{-13} = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{1.62 \times 10^7 [NH_3]^2} \times [Br^-]$$

เมื่อ $[Ag(NH_3)_2^+] = 0.045 \text{ M}$

$[Br^-] = 0.025 \text{ M}$

$$\therefore 5.25 \times 10^{-13} = \frac{0.045}{1.62 \times 10^7 [NH_3]^2} \times 0.025$$

$$[NH_3]^2 = \frac{0.045 \times 0.025}{1.62 \times 10^7 \times 5.25 \times 10^{-13}}$$

$$= 1.32 \times 10^2$$

$$\therefore [NH_3] = 11.5 \text{ M}$$

นั่นคือต้องใช้ความเข้มข้นของ $[NH_3]$ อย่างน้อย 11.5 M จึงจะทำให้ไม่เกิดตะกอน AgBr

26) จงคำนวณหาการละลายเป็นโมลาร์ของสารประกอบต่อไปนี้

- a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ที่ pH 12.30
 b) CdS ที่ pH 1.70, สารละลายอิ่มตัวด้วย H_2S
 c) ZnS ที่ pH 0.60, สารละลายอิ่มตัวด้วย H_2S

คำตอบ

a) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \quad K_{\text{sp}} = 1.8 \times 10^{-11}$
 pH = 12.30
 pOH = 14 - 12.30 = 1.70
 $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-2}$

ให้การละลายของ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ มีค่า x .

$$[\text{Mg}^{2+}] = x$$

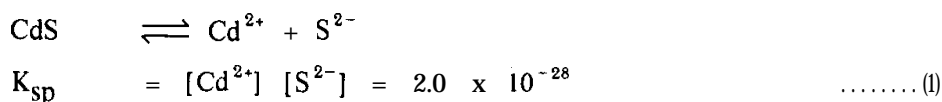
$$[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.8 \times 10^{-11}$$

$$(x)(2.0 \times 10^{-2})^2 = 1.8 \times 10^{-11}$$

$$x = \frac{1.8 \times 10^{-11}}{4.0 \times 10^{-4}} = 4.5 \times 10^{-8} \text{ M}$$

นั่นคือ การละลายของ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ที่ pH 12.30 = $4.5 \times 10^{-8} \text{ M}$

b)



ให้การละลายมีค่า = x = $[\text{Cd}^{2+}]$

หาความเข้มข้นของ S^{2-} ในสารละลายที่อิ่มตัวด้วย H_2S ที่ pH 1.70

จากสมการที่ 6.27 หน้า 218 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{6.8 \times 10^{-24}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}$$

$$= \frac{6.8 \times 10^{-24}}{(2.0 \times 10^{-2})^2} \quad (\text{pH } 1.70 \text{ มี } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \times 10^{-2})$$

$$= 1.7 \times 10^{-20}$$

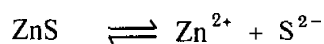
แทนค่า $[\text{S}^{2-}]$ ลงในสมการที่ (1)

$$(x)(1.7 \times 10^{-20}) = 2.0 \times 10^{-28}$$

$$\begin{aligned} \therefore x &= \frac{2.0 \times 10^{-28}}{1.7 \times 10^{-20}} \\ &= 1.2 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

นั่นคือ การละลายของ CdS ที่ pH 1.70 มีค่าเท่ากับ 1.2×10^{-8} M

c)



$$K_{sp} = [\text{Zn}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = 4.5 \times 10^{-24}$$

ให้การละลาย มีค่า $= x = [\text{Zn}^{2+}]$

หาความเข้มข้นของ $[\text{S}^{2-}]$ ในสารละลายที่อิ่มตัวด้วย H_2S ที่ pH 0.60

จากสมการที่ 6.27 หน้า 218 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1

$$\begin{aligned} [\text{S}^{2-}] &= \frac{6.8 \times 10^{-24}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} \\ &= \frac{6.8 \times 10^{-24}}{2.5 \times 10^{-1}} \quad (\text{pH } 0.60 \text{ มี } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-1}) \\ &= 2.7 \times 10^{-23} \end{aligned}$$

แทนค่า $[\text{S}^{2-}]$ ลงในสมการที่ 1

$$\begin{aligned} (\mathbf{x}) \quad (2.7 \times 10^{-23}) &= 4.5 \times 10^{-24} \\ \mathbf{x} &= \frac{4.5 \times 10^{-24}}{2.7 \times 10^{-23}} \\ &= 0.17 \end{aligned}$$

นั่นคือ การละลายของ ZnS ที่ pH 0.60 มีค่าเท่ากับ 0.17 M

27) จงคำนวณหาการละลายเป็นโมลาร์ ของสารประกอบต่อไปนี้

a) CaF_2 ใน HCl ที่ pH = 1.70

ตอบ 4.4×10^{-3}

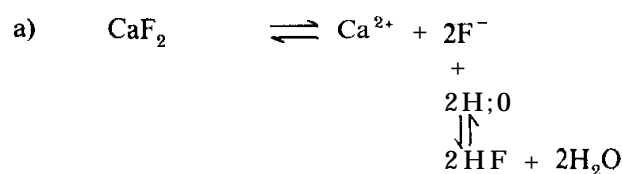
b) CaC_2O_4 ใน HCl ที่ pH = 2.30

ตอบ 4.2×10^{-4}

c) MgF_2 ใน HCl ที่ pH = 3.00

ตอบ 2.3×10^{-3}

คำตอบ (เฉพาะข้อ a)



$$K_{sp} = [Ca^{2+}] [F^-]^2 = 4.9 \times 10^{-11} \quad \dots\dots (1)$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] [F^-]}{[HF]} = 2.4 \times 10^{-4} \quad \dots\dots (2)$$

$$\text{Molar Solubility ของ } CaF_2 = [Ca^{2+}] = \frac{1}{2} ([F^-] + [HF]) \quad \dots\dots (3)$$

จากสมการที่ (2)

$$[HF] = \frac{[H_3O^+] [F^-]}{2.4 \times 10^{-4}} = \frac{2.0 \times 10^{-2} [F^-]}{2.4 \times 10^{-4}}$$

แทนค่าลงในสมการที่ (3)

$$\begin{aligned} [Ca^{2+}] &= \frac{1}{2} \left([F^-] + \left(\frac{2.0 \times 10^{-2} [F^-]}{2.4 \times 10^{-4}} \right) \right) \\ &= \frac{1}{2} (84.3 [F^-]) \\ &= 42.15 [F^-] \end{aligned}$$

$$\text{หรือ } [F^-] = \frac{[Ca^{2+}]}{42.15}$$

แทนค่า $[F^-]$ ลงในสมการที่ (1)

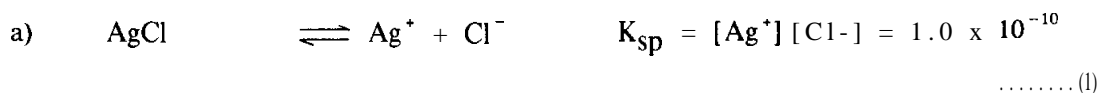
$$\begin{aligned} [Ca^{2+}] \left(\frac{[Ca^{2+}]}{42.15} \right) &= 4.9 \times 10^{-11} \\ [Ca^{2+}]^3 &= 8.7 \times 10^{-8} \\ [Ca^{2+}] &= 4.4 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

นั่นคือ การละลายของ CaF_2 ใน HCl ที่มี $pH = 1.70 = 4.4 \times 10^{-3} M$

28) จงคำนวณหาการละลายเป็นกรัมต่อ 100 ลบ.ซม. ($g/100 \text{ cm}^3$) ของสารประกอบต่อไปนี้

- AgCl ใน 1.0 M NH_3
- AgBr ใน 4.0 M NH_3
- AgI ใน 15 M NH_3

คำตอบ (เฉพาะข้อ a)



$$\text{Ag}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)^+ \quad K_1 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} = 2.0 \times 10^3 \quad \dots\dots\dots (2)$$

$$\text{Ag}(\text{NH}_3)^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ \quad K_2 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]} = 6.9 \times 10^3 \quad \dots\dots\dots (3)$$

$$\text{การละลาย} = S = [\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = [\text{Cl}^-] \quad \dots\dots\dots (4)$$

$$\text{จากสมการ (2) } \quad [\text{Ag}(\text{NH}_3)^+] = K_1 [\text{Ag}^+][\text{NH}_3] \quad \dots\dots\dots (5)$$

$$\begin{aligned} \text{จากสมการ (3) } \quad [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] &= K_2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3] \\ &= K_1 K_2 [\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2 \quad \dots\dots\dots (6) \end{aligned}$$

แทนค่า (5) และ (6) ลงใน (4)

$$S = [\text{Ag}^+] + K_1 [\text{Ag}^+][\text{NH}_3] + K_1 K_2 [\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2 = [\text{Cl}^-] \quad \dots\dots\dots (7)$$

เปลี่ยนเทอม $[\text{Ag}^+]$ ให้อยู่ในเทอม $[\text{Cl}^-]$

จากสมการที่ (1) จะได้

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-]} \quad \dots\dots\dots (8)$$

แทนค่า (8) ลงใน (7)

$$S = \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-]} + \frac{K_1 K_{sp} [\text{NH}_3]}{[\text{Cl}^-]} + \frac{K_1 K_2 K_{sp} [\text{NH}_3]^2}{[\text{Cl}^-]} = [\text{Cl}^-]$$

$$S^2 = [\text{Cl}^-]^2 = K_{sp} + K_1 K_{sp} [\text{NH}_3] + K_1 K_2 K_{sp} [\text{NH}_3]^2$$

แทนค่าต่าง ๆ ลงในสมการ

$$\begin{aligned} S^2 &= 1.0 \times 10^{-10} (1 + 2.0 \times 10^3 \times 1.0 + 2.0 \times 10^3 \times 6.9 \times 10^3 \times (1)^2) \\ &= 1.0 \times 10^{-10} \times 1.38 \times 10^7 \\ &= 1.38 \times 10^{-3} \\ S &= 3.7 \times 10^{-2} \text{ โมลต่อ ลบ.ดม.} \\ &= 3.7 \times 10^{-3} \text{ โมลต่อ 100 ลบ.ชม.} \\ &= 3.7 \times 10^{-3} \times 143.4 \text{ กรัมต่อ 100 ลบ.ชม.} \\ &= 0.53 \end{aligned}$$

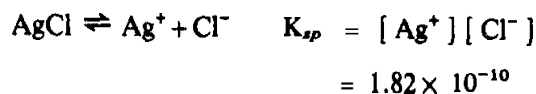
นั่นคือ การละลายของ AgCl ใน 1.0 M NH_3 มีค่าเท่ากับ 0.53 กรัมต่อ 100 ลบ.ชม.



จากค่าสมดุลของปฏิกิริยาทั้งสอง ให้คำนวณหาการละลายของ AgCl ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของคลอไรด์ไอออน ดังนี้

- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| a) 2.0 F | ตอบ 1.2×10^{-4} F |
| b) 0.50 F | ตอบ 1.5×10^{-5} F |
| c) 5.0×10^{-2} F | ตอบ 1.1×10^{-6} F |
| d) 5.0×10^{-4} F | ตอบ 3.7×10^{-7} F |

คำตอบ



$$\begin{aligned} \text{การละลายของ AgCl} &= [\text{Ag}^+] + [\text{AgCl}_2^-] + [\text{AgCl}_3^{2-}] \\ &= \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-]} + K_1[\text{Cl}^-] + K_1K_2[\text{Cl}^-]^2 \\ &= \frac{1.82 \times 10^{-10}}{[\text{Cl}^-]} + 2.0 \times 10^{-5}[\text{Cl}^-] + 2.0 \times 10^{-5}[\text{Cl}^-]^2 \end{aligned}$$

a) $[\text{Cl}^-] = 2.0$ F

$$\begin{aligned} \text{การละลายของ AgCl} &= \frac{1.82 \times 10^{-10}}{2.0} + 2.0 \times 10^{-5} \times 2.0 + 2.0 \times 10^{-5} (2.0)^2 \\ &= 9.1 \times 10^{-11} + 4.0 \times 10^{-5} + 8.0 \times 10^{-5} \\ &= 1.2 \times 10^{-4} \text{ F} \end{aligned}$$

b) $[\text{Cl}^-] = 0.50$ F

$$\begin{aligned} \text{การละลายของ AgCl} &= \frac{1.82 \times 10^{-10}}{0.50} + 2.0 \times 10^{-5} \times 0.50 + 2.0 \times 10^{-5} (0.50)^2 \\ &= 3.6 \times 10^{-10} + 1.0 \times 10^{-5} + 0.50 \times 10^{-5} \\ &= 1.5 \times 10^{-5} \text{ F} \end{aligned}$$

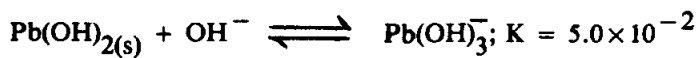
c) $[Cl^-] = 5.0 \times 10^{-2} \text{ F}$

$$\begin{aligned} \text{การละลายของ AgCl} &= \frac{1.82 \times 10^{-10}}{5.0 \times 10^{-2}} + 2.0 \times 10^{-5} \times 5.0 \times 10^{-2} + 2.0 \times 10^{-5} (5.0 \times 10^{-2})^2 \\ &= 3.6 \times 10^{-9} + 1.0 \times 10^{-6} + 5.0 \times 10^{-8} \\ &= 1.1 \times 10^{-6} \text{ F} \end{aligned}$$

d) $[Cl^-] = 5.0 \times 10^{-4} \text{ F}$

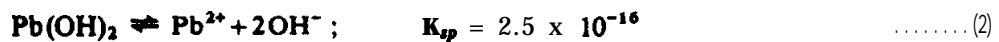
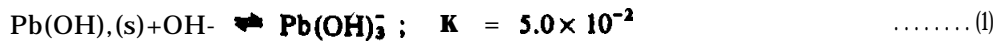
$$\begin{aligned} \text{การละลายของ AgCl} &= \frac{1.82 \times 10^{-10}}{5.0 \times 10^{-4}} + 2.0 \times 10^{-5} \times 5.0 \times 10^{-4} + 2.0 \times 10^{-5} (5.0 \times 10^{-4})^2 \\ &= 3.6 \times 10^{-7} + 1.0 \times 10^{-8} + 5.0 \times 10^{-12} \\ &= 3.7 \times 10^{-7} \text{ F} \end{aligned}$$

30) จงคำนวณว่าต้องใช้ความเข้มข้นของ OH^- เท่าไร เพื่อที่จะละลาย 0.200 กรัม ของ $Pb(OH)_2$ ในสารละลาย 200 ลบ.ซม.



ตอบ 2.48×10^{-7}

คำตอบ



ถ้าต้องการให้ $Pb(OH)_2$ หนัก 0.200 กรัม ละลายได้หมดในสารละลาย 200 มล.

แสดงว่า $Pb(OH)_2$ ละลายได้เข้มข้น $= F \frac{0.200}{241.2} \times \frac{1,000}{200}$

$$= 4.1 \times 10^{-3} \text{ F}$$

$$\text{การละลายของ } Pb(OH)_2 = [Pb^{2+}] + [Pb(OH)_3^-]$$

$$\therefore 4.1 \times 10^{-3} = [Pb^{2+}] + [Pb(OH)_3^-] \quad \dots\dots(3)$$

จาก (1)

$$K = 5.0 \times 10^{-2}$$

$$= \frac{[Pb(OH)_3^-]}{[Pb(OH)_2][OH^-]}$$

= 1 เพราะว่าเป็นของแข็ง

$$\therefore [Pb(OH)_3^-] = 5.0 \times 10^{-2} [OH^-] \quad \dots\dots(4)$$

จาก (2)

$$[Pb^{2+}][OH^-]^2 = 2.5 \times 10^{-16}$$

$$[Pb^{2+}] = \frac{2.5 \times 10^{-16}}{[OH^-]^2} \quad \dots\dots\dots (5)$$

แทนค่า (4) และ (5) ลงใน (3)

$$4.1 \times 10^{-3} = \frac{2.5 \times 10^{-16}}{[OH^-]^2} + 5.0 \times 10^{-2} [OH^-]$$

$$4.1 \times 10^{-3} [OH^-]^2 = 2.5 \times 10^{-16} + 5.0 \times 10^{-2} [OH^-]^3$$

$$5.0 \times 10^{-2} [OH^-]^3 - 4.1 \times 10^{-3} [OH^-]^2 + 2.5 \times 10^{-16} = 0$$

ใช้วิธี การพยายามแก้ข้อผิดพลาด (Trial and error)

แทนค่า $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6} F$

$$5.0 \times 10^{-2} \times 10^{-18} - 4.1 \times 10^{-3} \times 10^{-12} + 2.5 \times 10^{-16} = -38.5 \times 10^{-16}$$

แทนค่า $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} F$

$$5.0 \times 10^{-2} \times 10^{-21} - 4.1 \times 10^{-3} \times 10^{-14} + 2.5 \times 10^{-16} = 2.69 \times 10^{-17}$$

แทนค่า $[OH^-] = 0.5 \times 10^{-6} F$

$$5.0 \times 10^{-2} \times 6.25 \times 10^{-20} - 4.1 \times 10^{-3} \times 2.5 \times 10^{-13} + 2.5 \times 10^{-16} = -7.75 \times 10^{-16}$$

แทนค่า $[OH^-] = 0.248 \times 10^{-6} F$

$$5.0 \times 10^{-2} \times 3.78 \times 10^{-21} - 4.1 \times 10^{-3} \times 6.15 \times 10^{-14} + 2.5 \times 10^{-16} \cong 0$$

แสดงว่าความเข้มข้นของ OH^- ที่ต้องใช้เท่ากับ $2.48 \times 10^{-7} F$

31) ผลคูณของการละลายของ $MgNH_4PO_4$ มีค่าเท่ากับ 2.50×10^{-12} จงคำนวณหาการละลายของ $MgNH_4PO_4$ ในสารละลายที่มี pH เท่ากับ 8, 9 และ 10 และมีความเข้มข้นรวมของ $NH_4^+ + NH_3 = 0.2 M$ และความเข้มข้นรวมของทุกสปีชีส์ของฟอสเฟตเท่ากับ $0.01 M$ ค่าคงที่ของการเกิดสารประกอบเชิงซ้อนของ $Mg(OH)^+ = 300 K_a$ ของ $NH_4^+ = 5 \times 10^{-10}$ และค่า pK_a ของ $H_3PO_4 = 2.15, 7.15, 12.4$ ตามลำดับ

$$\text{ตอบ pH8} = 3.8 \times 10^{-5}$$

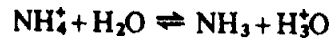
$$\text{pH9} = 5.6 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH10} = 2.2 \times 10^{-6}$$

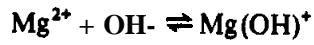
คำตอบ



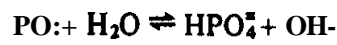
$$\begin{aligned} K_{sp} &= [\text{Mg}^{2+}] [\text{NH}_4^+] [\text{PO}_4^{3-}] \\ &= 2.5 \times 10^{-12} \end{aligned} \quad \dots\dots\dots(1)$$



$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \\ &= 5 \times 10^{-10} \end{aligned} \quad \dots\dots\dots(2)$$



$$\begin{aligned} K &= \frac{[\text{Mg}(\text{OH})^+]}{[\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]} \\ &= 300 \end{aligned} \quad \dots\dots\dots(3)$$



$$\begin{aligned} K_{b1} &= \frac{K_w}{K_{a3}} \\ &= \frac{[\text{OH}^-] [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{PO}_4^{3-}]} \\ &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12.4}} \\ &= 2.5 \times 10^{-2} \end{aligned} \quad \dots\dots\dots(4)$$



$$\begin{aligned} K_{b2} &= \frac{K_w}{K_{a2}} \\ &= \frac{[\text{OH}^-] [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \\ &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-7.5}} \\ &= 1.4 \times 10^{-7} \end{aligned} \quad \dots\dots\dots(5)$$



$$K_{b3} = \frac{K_w}{K_{a1}}$$

$$\begin{aligned}
&= \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{PO}_4]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \\
&= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2.15}} \\
&= 1.4 \times 10^{-12} \quad \dots\dots\dots (6)
\end{aligned}$$

การละลายของ $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 = s$

$$= [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Mg}(\text{OH})^+] \quad \dots\dots\dots (7)$$

ตามโจทย์ $\text{NH}_4^+ + \text{NH}_3 = 0.2 \text{ M} \quad \dots\dots\dots (8)$

$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HPO}_4^{2-} + \text{PO}_4^{3-} = 0.01 \text{ M} \quad \dots\dots\dots (9)$

กรณีที่มี $\text{pH} = 8$ ($\text{pOH} = 6$)

จาก (3) $[\text{Mg}(\text{OH})^+] = 300 \times [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]$

$$= 300 \times 10^{-6} \times [\text{Mg}^{2+}]$$

นั่นคือการละลาย $= [\text{Mg}^{2+}] + 3 \times 10^{-4} [\text{Mg}^{2+}]$

$$= 1.0003 [\text{Mg}^{2+}]$$

$$\cong [\text{Mg}^{2+}] \quad \dots\dots\dots (10)$$

จาก (2) $[\text{NH}_3] = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{5 \times 10^{-10}}$

$$= \frac{[\text{NH}_3] \times 10^{-8}}{5 \times 10^{-10}}$$

$$= 20 [\text{NH}_3]$$

แทนค่า $[\text{NH}_3]$ ลงใน (8)

$$\text{NH}_3 + 20 [\text{NH}_3] = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.2}{21}$$

$$= 0.0095 \text{ M}$$

$$\therefore [\text{NH}_3] = 0.0095 \times 20$$

$$= 0.19 \quad \dots\dots\dots (11)$$

จาก (4), (5), (6) $[\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{2.5 \times 10^{-2}}{10^{-6}} [\text{PO}_4^{3-}]$

$$= 2.5 \times 10^4 [\text{PO}_4^{3-}]$$

$$[H_2PO_4^-] = \frac{1.4 \times 10^{-7} \times 2.5 \times 10^4}{10^{-6}} [PO_4^{3-}]$$

$$= 3.5 \times 10^3 [PO_4^{3-}]$$

$$[H_3PO_4] = \frac{1.4 \times 10^{-12} \times 3.5 \times 10^3}{10^{-6}} [PO_4^{3-}]$$

$$= 4.9 \times 10^{-3} [PO_4^{3-}]$$

แทนค่า $[H_3PO_4]$, $[H_2PO_4^-]$, $[HPO_4^{2-}]$ ลงใน (9)

$$4.9 \times 10^{-3} [PO_4^{3-}] + 3.5 \times 10^3 [PO_4^{3-}] + 2.5 \times 10^4 [PO_4^{3-}] + [PO_4^{3-}] = 0.01$$

$$2.85 \times 10^4 [PO_4^{3-}] = 0.01$$

$$[PO_4^{3-}] = \frac{0.01}{2.85 \times 10^4}$$

$$= 3.5 \times 10^{-7}$$

..... (10)

แทน (11) และ (12) ลงใน (1)

$$[Mg^{2+}] (0.190) (3.5 \times 10^{-7}) = 2.5 \times 10^{-12}$$

$$[Mg^{2+}] = \frac{2.5 \times 10^{-12}}{0.190 \times 3.5 \times 10^{-7}}$$

$$= 3.8 \times 10^{-5} \quad M$$

∴ การละลายของ $[Mg(NH_4)PO_4]$ ที่ pH 8 = $3.8 \times 10^{-5} \quad M$

ในทำนองเดียวกันเมื่อคำนวณหาการละลายที่ pH 9 และ pH 10 จะได้ผลดังนี้

$$\text{การละลายที่ pH 9} = 5.6 \times 10^{-6} \quad M$$

$$\text{การละลายที่ pH 10} = 2.2 \times 10^{-6} \quad M$$

32), 33), 34) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

แบบฝึกหัดเพิ่มเติมบทที่ 6

- 1) Calculate the solubility product constants from the given solubilities: (a) AgI 0.00235 mg/l; (b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, 0.000793 g/100 ml; (c) $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$, 3.28 mg/100 ml.
- 2) From the solubility product constants listed in the appendix, calculate the following solubilities in water, neglecting such effects as hydrolysis: (a) PbSO_4 in mg/ml; (b) CaF_2 in g/100 ml; (c) $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$ in mg/100 ml.
- 3) Calculate the molar solubilities of the following, neglecting such effects as hydrolysis: (a) BaSO_4 in 0.01 – F K_2SO_4 ; (b) MgF_2 in 0.20 – F NaF; (c) $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ in 0.001 – F AgNO₃.
- 4) Calculate the molar solubilities of the following: (a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ at pH 12.30; (b) CdS at pH 1.70, solution saturated with H₂S; (c) ZnS at pH 0.60, solution saturated with H₂S.
- 5) Calculate the molar solubilities of the following: (a) CaF_2 in HCl, pH = 1.70; (b) CaC_2O_4 in HCl, pH = 2.30; (c) MgF_2 in HCl, pH = 3.00.
- 6) Calculate the solubilities in g/100 ml of the following: (a) AgCl in 1.0 – M NH₃; (b) AgBr in 4.0 – M NH₃; (c) AgI in 15 – M NH₃.
- 7) Calculate the following: (a) pCl of 0.02 – F NaCl; (b) pBr of 0.05 – F CaBr₂; (c) pI of 0.001 – F MgI₂; (d) pCl of 0.01 – F CrCl₃.
- 8) Calculate the values of pCl and pAg of the solutions made by mixing
(a) 75 ml of 0.10 – F NaCl + 25 ml of 0.12 – F AgNO₃.
(b) 40 ml of 0.10 – F NaCl + 60 ml of 0.15 – F AgNO₃.
(c) 40 ml of 0.15 – F NaCl + 60 ml of 0.10 – F AgNO₃.
- 9) (a) Calculate the value of pCl of a solution made by mixing 50 ml of HCl, pCl = 2.00, with 50 ml of HCl, pCl = 4.00; (b) Calculate the value of pAg in a solution made by mixing equal volumes of a solution of AgNO₃, pAg = 1.70, and of NaCl, pCl = 2.00.
- 10) 50 ml of 0.0600 – F K_2CrO_4 is mixed with 50 ml of 0.080 – F AgNO₃. Calculate the following: (a) the solubility of Ag_2CrO_4 in the solution in moles per liter; (b) the concentrations of the following ions: Ag⁺, CrO_4^{2-} , K⁺, and NO₃⁻.
- 11) (a) Calculate the pH required just to prevent the precipitation of CdS from a solution which is 0.050 – M in Cd²⁺ and is saturated with H₂S; (b) What should the pH be if it is desired to lower the concentration of Cd²⁺ to 10⁻⁶ – M by pre precipitating CdS?
- 12) To 60 ml of 0.10 – F NaCl is added 40 ml of 0.16 – F AgNO₃: (a) Calculate the number of milligrams of Cl⁻ not precipitated; (b) The precipitate is washed with 75 ml of water at room temperature. Assuming solubility equilibrium is reached, how many milligrams of AgCl dissolve in the wash water ?

- 13) it is desired to separate two metals M^{2+} and N^+ by precipitation of their sulfides from a solution which is $0.10 - M$ in H^+ and saturated with H_2S . What is the minimum ratio of the K_{sp} of MS to that of N_2S in order that the concentration of N^+ be reduced to $10^{-6} - M$ without precipitating M^{2+} from a $0.10 - M$ solution ?
- 14) Calculate the molar solubilities in water of the following, taking into account hydrolysis of the anion: (a) calcium carbonate; (b) barium chromate; (c) silver chromate; (d) zinc sulfide; (e) silver sulfide.
- 15) If exactly 1.00 liter of $3.0 - M NH_3$ (final concentration) is required to dissolve 4.00 mmol of the silver salt AgX , what is the K_{sp} of the salt ?
- 16) One mmol. of $AgCl$ is dissolved in 500 ml of ammonia, the final concentration of NH_3 being $0.50 - M$. Calculate the concentration of **uncomplexed** Ag^+ ions in the solution.
- 17) 100 ml of a solution that is $0.10 - M$ in Cu^{2+} and $0.10 - M$ in H^+ is saturated with H_2S . Calculate the milligrams of copper left in the solution, taking into account the fact that the precipitation of CuS produces hydrogen ions.
- 18) (a) Show that the molar solubility of the salt MX , where



is given by

$$S = \sqrt{\frac{K_{sp} \times K_{a1} \times K_{a2} + K_{sp} \times K_{a1} [H^+] + K_{sp} [H^+]^2}{K_{a1} \times K_{a2}}}$$

Here K_{a1} and K_{a2} are the two dissociation constants of the acid H_2X .

(b) Some texts give the following expression for the solubility of a metal sulfate, MSO_4 , in acid media:

$$S = \sqrt{\frac{K_{sp} \times K_{a2} + K_{sp} [H^+]}{K_{a2}}}$$

How do you rationalize this expression with that in part (a) ?