ปฏิบัติการที่ 1

เรื่อง

สมดุลเคมี:

สมดุลของการละลาย ของ สารที่ละลายในน้ำได้น้อย

จุดประสงค์

(1) เพื่อหาค่าคงที่ผลคูณการละลาย (K_{sp})

(2) เพื่อศึกษาผลของไอออนร่วมที่มีต่อการละลาย

ทฤษฎี

สมดุลของสารละลายอิ่มตัว

$$A_xB_{y(s)} \rightleftharpoons xA^{n+}_{(aq)} + yB^{m-}_{(aq)}$$

$A_xB_{y(s)}$ สารที่ละลายในน้ำได้น้อย

A^{n+}, B^{m-} ION ที่อยู่ในสารละลาย

x, y สัมประสิทธิ์บอกจำนวนโมลของ ION

ที่สมดุล

$$K_c' = \frac{[A^{n+}]^x[B^{m-}]^y}{[A_xB_{y(s)}]}$$

แต่ $[A_xB_{y(s)}]$ คงที่

$$K_c'[A_xB_{y(s)}] = K_c = [A^{n+}]^x[B^{m-}]^y$$

$$K_{sp} = [A^{n+}]^x[B^{m-}]^y$$

K_{sp} = SOLUBILITY PRODUCT CONSTANT
(ค่าคงที่ผลคณะการละลาย)

ต.ย. ปฏิกิริยาเคมีของการละลาย
ของสารซึ่งละลายจนอิ่มตัว

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

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

$$MgF_{2(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2F^{-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Mg^{2+}][F^{-}]^{2}$$

$$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftharpoons 2Ag^{+}_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Ag^{+}]^{2}[CO_3^{2-}]$$

K_{sp} .. บอก

(1). ความสามารถในการละลาย ของสาร เช่น

ถ้าสารมี K_{sp} ↓

⇒ สารนั้นละลายได้น้อย

(2). เปรียบเทียบการละลาย ของสาร เช่น

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}] = 1.6\times10^{-10}$$

$$AgBr_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Ag^{+}][Br^{-}] = 7.7\times10^{-13}$$

⇒ $AgBr_{(s)}$ ละลายได้น้อยกว่า $AgCl_{(s)}$

$$PbF_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2F^{-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][F^{-}]^{2} = 4.1\times10^{-8}$$

เปรียบเทียบไม่ได้

ในกรณีที่ใช้ค่า K_{sp} เปรียบเทียบการละลาย ไม่ได้ ให้ใช้ค่าต่อไปนี้ ซึ่งเป็นความเข้มข้นที่สมดุล

(1) MOLAR SOLUBILITY (S)

$$= \frac{\text{จำนวนโมลของตัวถูกละลาย}}{\text{สารละลายอิ่มตัว 1 ลิตร}}$$

หน่วยของ s คือ โมล/ลิตร

หรือ

(2) SOLUBILITY

$$= \frac{\text{จำนวนกรัมของตัวถูกละลาย}}{\text{สารละลายอิ่มตัว 1 ลิตร}}$$

หน่วยของ SOLUBILITY คือ กรัม/ลิตร

→ s (และ SOLUBILITY) หาได้ง่ายจากห้องปฏิบัติการ

→ K_{sp} คำนวณได้จาก s (ดูตาราง)

ดู ต.ย.

Table 1 Solubility products of some slightly soluble ionic compounds at 25°C

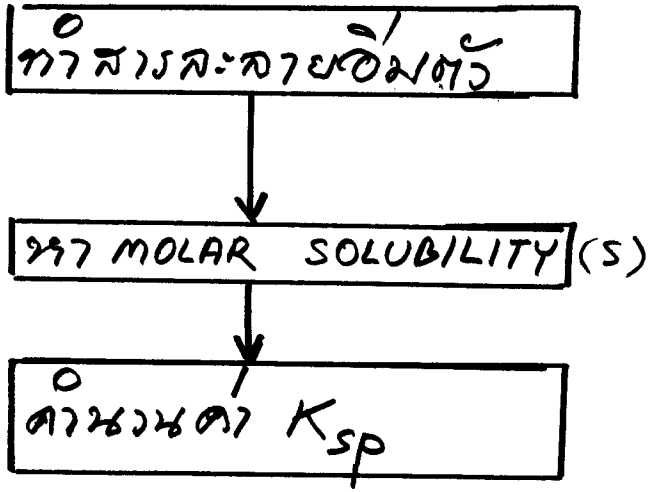
Compound	K_{sp}	Compound	K_{sp}
Aluminum hydroxide [$Al(OH)_3$]	1.8×10^{-33}	Lead(II) chromate ($PbCrO_4$)	2.0×10^{-14}
Barium carbonate ($BaCO_3$)	8.1×10^{-9}	Lead(II) fluoride (PbF_2)	4.1×10^{-8}
Barium fluoride (BaF_2)	1.7×10^{-6}	Lead(II) iodide (PbI_2)	1.4×10^{-8}
Barium sulfate ($BaSO_4$)	1.1×10^{-10}	Lead(II) sulfide (PbS)	3.4×10^{-28}
Bismuth sulfide (Bi_2S_3)	1.6×10^{-72}	Magnesium carbonate ($MgCO_3$)	4.0×10^{-5}
Cadmium sulfide (CdS)	8.0×10^{-28}	Magnesium hydroxide [$Mg(OH)_2$]	1.2×10^{-11}
Calcium carbonate ($CaCO_3$)	8.7×10^{-9}	Manganese(II) sulfide (MnS)	3.0×10^{-14}
Calcium fluoride (CaF_2)	4.0×10^{-11}	Mercury(I) chloride (Hg_2Cl_2)	3.5×10^{-18}
Calcium hydroxide [$Ca(OH)_2$]	8.0×10^{-6}	Mercury(II) sulfide (HgS)	4.0×10^{-54}
Calcium phosphate [$Ca_3(PO_4)_2$]	1.2×10^{-26}	Nickel(II) sulfide (NiS)	1.4×10^{-24}
Chromium(III) hydroxide [$Cr(OH)_3$]	3.0×10^{-29}	Silver bromide (AgBr)	7.7×10^{-13}
Cobalt(II) sulfide (CoS)	4.0×10^{-21}	Silver carbonate (Ag_2CO_3)	8.1×10^{-12}
Copper(I) bromide (CuBr)	4.2×10^{-8}	Silver chloride (AgCl)	1.6×10^{-10}
Copper(I) iodide (CuI)	5.1×10^{-12}	Silver iodide (AgI)	8.3×10^{-17}
Copper(II) hydroxide [$Cu(OH)_2$]	2.2×10^{-20}	Silver sulfate (Ag_2SO_4)	1.4×10^{-5}
Copper(II) sulfide (CuS)	6.0×10^{-37}	Silver sulfide (Ag_2S)	6.0×10^{-51}
Iron(II) hydroxide [$Fe(OH)_2$]	1.6×10^{-14}	Strontium carbonate ($SrCO_3$)	1.6×10^{-9}
Iron(III) hydroxide [$Fe(OH)_3$]	1.1×10^{-36}	Strontium sulfate ($SrSO_4$)	3.8×10^{-7}
Iron(II) sulfide (FeS)	6.0×10^{-19}	Tin(II) sulfide (SnS)	1.0×10^{-26}
Lead(II) carbonate ($PbCO_3$)	3.3×10^{-14}	Zinc hydroxide [$Zn(OH)_2$]	1.8×10^{-14}
Lead(II) chloride ($PbCl_2$)	2.4×10^{-4}	Zinc sulfide (ZnS)	3.0×10^{-23}

Table 2 Relationship between K_{sp} and molar solubility (s)

Compound	K_{sp} expression	Equilibrium concentration (M)		Relation between K_{sp} and s
		Cation	Anion	
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{sp} = s^2$; $s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
$BaSO_4$	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2$; $s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag_2CO_3	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{sp} = 4s^3$; $s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF_2	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{sp} = 4s^3$; $s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
$Al(OH)_3$	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{sp} = 27s^4$; $s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{sp} = 108s^5$; $s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$

S = MOLAR SOLUBILITY

ขั้นตอนการหา K_{sp}



ตาราง 2

eg. $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

เริ่มต้น (M)	-	0	0
เปลี่ยนไป (M)	-	+s	+s
สมดุล (M)	=	s	s

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

$$K_{sp} = (s)(s) = s^2$$

หรือ $s = (K_{sp})^{1/2}$

---

eg. $Ag_2CO_{3(s)} \rightleftharpoons 2Ag^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)}$

เริ่มต้น (M)	-	0	0
เปลี่ยนไป (M)	-	+2s	+s
สมดุล (M)	-	2s	s

$$K_{sp} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$$

$$K_{sp} = (2s)^2(s) = 4s^3$$

หรือ $s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{1/3}$

$$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons \underset{s}{Ba^{2+}_{(aq)}} + \underset{s}{SO_{4(aq)}^{2-}}$$

$$K_{sp} = (s)(s) = s^2$$

$$s = (K_{sp})^{1/2}$$

$$Al(OH)_3 \rightleftharpoons \underset{s}{Al^{3+}} + \underset{3s}{3OH^-}$$

$$K_{sp} = (s)(3s)^3 = 27s^4$$

$$s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{1/4}$$

$$Ca_3(PO_4)_2 \rightleftharpoons 3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-}$$

$$K_{sp} = (3s)^3(2s)^2 = 108s^5$$

$$s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{1/5}$$

- ผลของไอออนร่วม (COMMON ION EFFECT)

  ⇓

  ปรากฏการณ์ที่การละลายของสารหนึ่งๆ ลดลง เมื่อในสารละลายมีไอออนร่วมพ้นอยู่ด้วย

ผลของไอออนร่วม
[COMMON ION EFFECT]

สารละลายอิ่มตัวอยู่ในสมดุล

$$A_xB_{y(s)} \rightleftharpoons xA^{n+}_{(aq)} + yB^{m-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [A^{n+}]^x[B^{m-}]^y$$

← เติม A^{n+} หรือ B^{m-} (COMMON ION)

$$K_{sp} < [A^{n+}]^x[B^{m-}]^y$$

$$A_xB_{y(s)} \longleftarrow xA^{n+}_{(aq)} + yB^{m-}_{(aq)}$$

ผลคือ ปริมาณ ↑ ปริมาณ ↓

$$A_xB_{y(s)} \rightleftharpoons xA^{n+}_{(aq)} + yB^{m-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [A^{n+}]^x_p[B^{m-}]^y_q$$

สมดุลใหม่

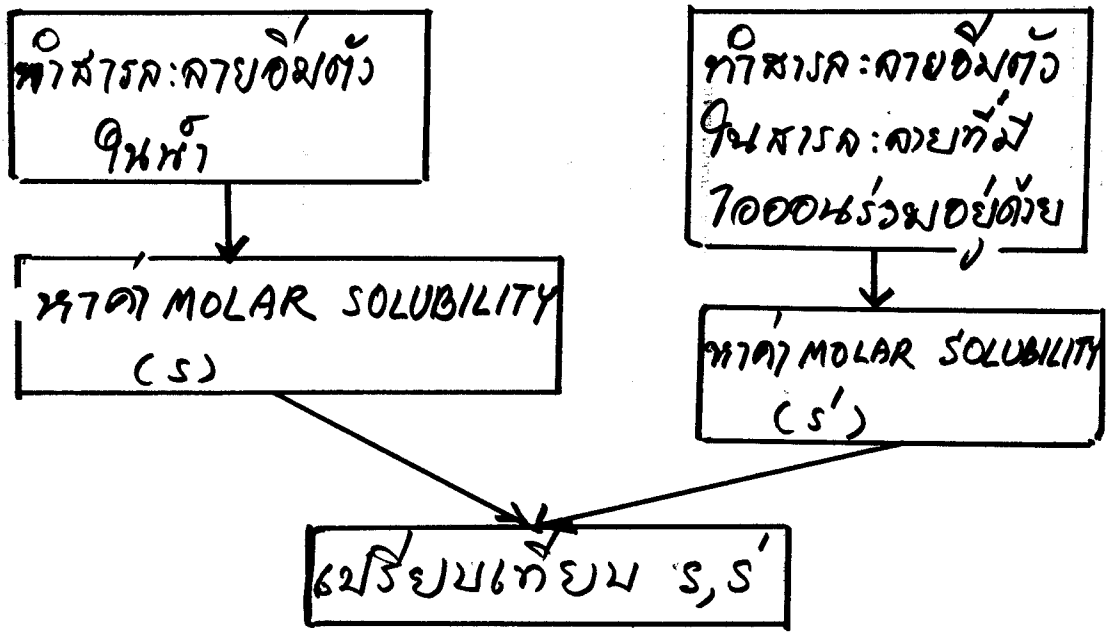
ที่สมดุลใหม่..

1. ความเข้มข้นของไอออนไม่เท่าเดิม
2. แต่ค่า K_{sp} เท่าเดิม
3. การละลายของสารลดลง

1, 3 ⇒ SOLUBILITY ต่างกัน

∴ การศึกษา "ผลของไอออนร่วม"

ทำโดย



ในปฏิบัติการนี้..

สารที่ใช้หา K_{sp} คือ

POTASSIUM PERIODATE

$(KIO_{4(s)})$

สารที่ใช้เป็นไอออนร่วมคือ

0.2 M KNO_3

(K^+ เป็นไอออนร่วม)

สิ่งที่ต้องหา..

1. s ของ $KIO_{4(s)}$ ละลายในน้ำ
⇒ เพื่อไปคำนวณหาค่า K_{sp}
2. s' ของ $KIO_{4(s)}$ ละลายใน
0.2 M KNO_3

1, 2 ⇒ เพื่อเปรียบเทียบ s, s'
(ดูผลของไอออนร่วม)

(I) $KIO_{4(s)}$ เมื่อละลายในน้ำ

$$KIO_{4(s)} \rightleftharpoons K^+_{(aq)} + IO^-_{4(aq)}$$

เริ่มต้น (M)	-	0	0
เปลี่ยนไป (M)	-	+s	+s
สมดุล (M)	-	s	s

$$\Rightarrow K_{sp} = [K^+][IO_4^-] = (s)(s) = s^2$$

(II) $KIO_{4(s)}$ เมื่อละลายใน 0.2 M KNO_3

$$KIO_{4(s)} \rightleftharpoons K^+_{(aq)} + IO^-_{4(aq)}$$

เริ่มต้น (M)	-	0.2	0
เปลี่ยนไป (M)	-	+s′	+s′
สมดุล (M)	-	0.2+s′	s′

$$\Rightarrow K_{sp} = [K^+][IO_4^-] = (0.2+s')(s')$$

K_{sp} จาก (I) และ (II) มีค่าเท่ากัน

$(0.2+s')(s') = s^2$

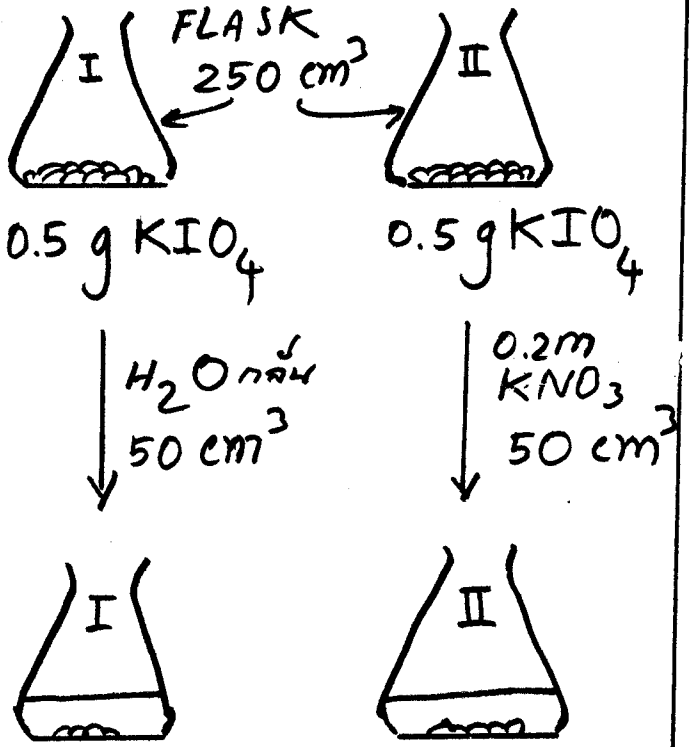
$\therefore \quad s' < s$

$\Rightarrow$ การละลายของ $KIO_{3(s)}$ ใน 0.2 M KNO_3 มีค่าน้อยกว่าการละลายของ $KIO_{3(s)}$ ใน น้ำ เนื่องจากผลของไอออนร่วมนั่นเอง

วิธีการทดลอง

หาร กลุ่มละ 2 คน

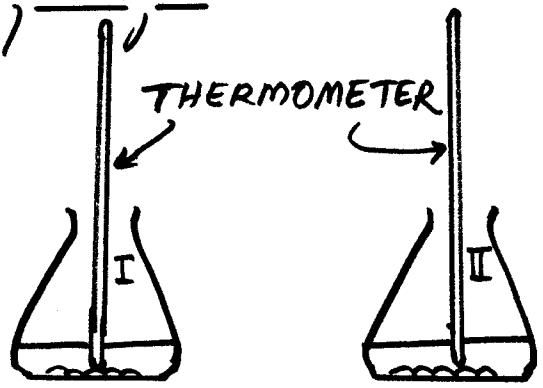
1. ชั่งสาร KIO_4



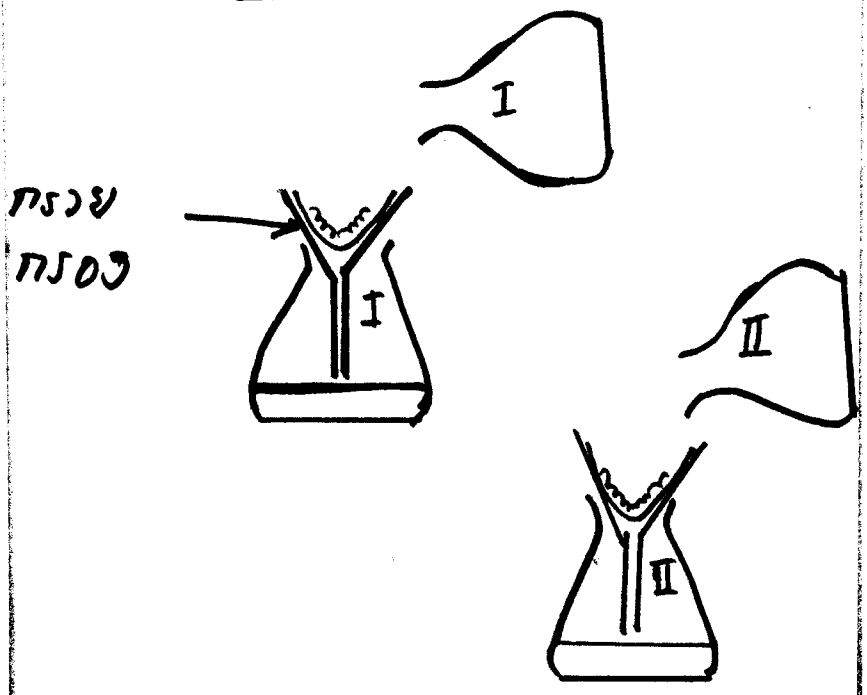
ปิดจุก, เขย่า 5 นาที

ตั้งทิ้งไว้

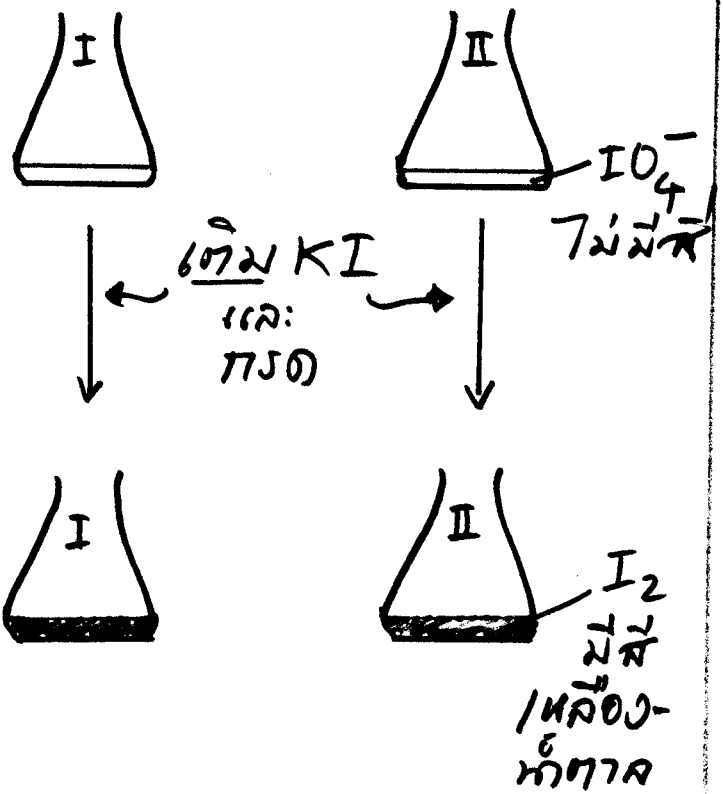
2. เมื่อครบ 5 นาที ให้วัดอุณหภูมิของสารละลาย



3. กรองเอาตะกอนทิ้งไป



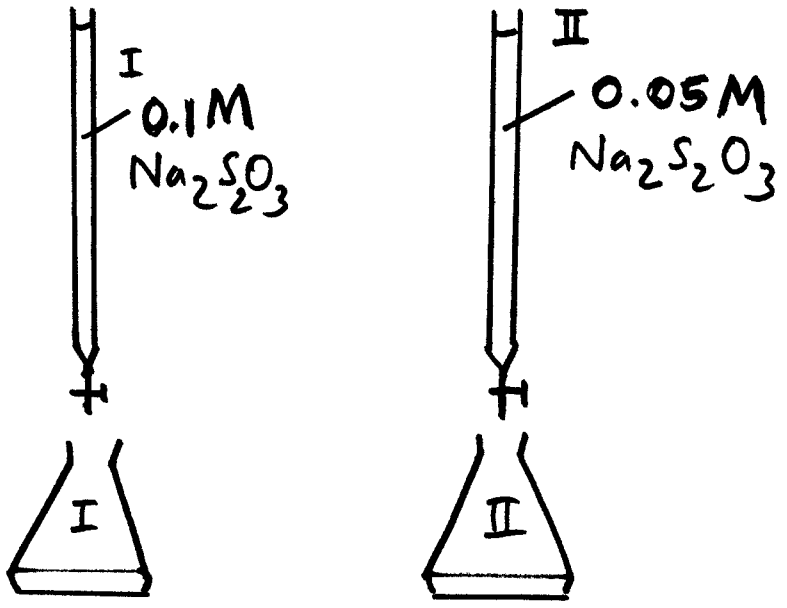
4. ปิเปตสารละลายที่กรองได้
มา 20.00 cm^3



$IO_4^- + 8H^+ + 7I^- \rightarrow 4I_2 + 4H_2O$ ..... (1)

ไม่มีสี สีเหลือง-น้ำตาล

5. รีบนำไป TITRATE ทันที



ที่ END POINT สีจางหายไป

$$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^- \quad \ldots(2)$$

สีเหลือง-น้ำตาล ไม่มีสี

6. ทำการ TITRATE ซ้ำ อย่างน้อย 2 ครั้ง

- สมการ (1)

$$IO_4^- + 8H^+ + 7I^- \longrightarrow 4I_2 + 4H_2O$$

จะได้ว่า

$$\text{จำนวนโมล } IO_4^- = \frac{\text{จำนวนโมล } I_2}{4}$$

- สมการ (2)

$$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

จะได้ว่า

$$\text{จำนวนโมล } I_2 = \frac{\text{จำนวนโมล } S_2O_3^{2-}}{2}$$

- ดังนั้น

$$\text{จำนวนโมล } IO_4^- = \frac{\text{จำนวนโมล } S_2O_3^{2-}}{8}$$

1. ตารางข้อมูลของสารละลายอิ่มตัวในน้ำ

การ TITRATE ครั้งที่	ปริมาตร (cm^3) 0.1 M $Na_2S_2O_3$		$[IO_4^-]$	$[K^+]$	K_{sp}
1	a	$\bar{x}$			
2	b				

2. ตารางข้อมูลของสารละลายอิ่มตัวในน้ำ 0.2 M KNO_3

การ TITRATE ครั้งที่	ปริมาตร (cm^3) 0.05 M $Na_2S_2O_3$		$[IO_4^-]$	$[K^+]$	K_{sp}
1	m	$\bar{y}$			
2	n				

การคำนวณหาค่า $[IO_4^-]$, $[K^+]$, K_{sp} ในตางข้อมูล 1

จำนวนโมล IO_4^- = $\frac{\text{จำนวนโมล } S_2O_3^{2-}}{8}$

$$\frac{20.00\ cm^3 \times [IO_4^-]}{1000.00\ cm^3} = \frac{\bar{x}\ cm^3 \times 0.1\ M}{1000.00\ cm^3 \times 8}$$

$[IO_4^-]$ = s M

$[K^+]$ = s M ดังนั้น

$K_{sp} = [IO_4^-][K^+]$

$K_{sp} = (s)(s)$

$K_{sp} = s^2$

การคำนวณในตารางข้อมูล 2

จำนวนโมล IO_4^- = จำนวนโมล $S_2O_3^{2-}$ / 8

$$\frac{20.00\ cm^3 \times [IO_4^-]}{1000.00\ cm^3} = \frac{\bar{y}\ cm^3 \times 0.05\ M}{1000.00\ cm^3 \times 8}$$

$[IO_4^-]$ = s' M

$[K^+]$ = $0.2 + s'$ M

$K_{sp} = [K^+][IO_4^-]$

$K_{sp} = (0.2 + s')(s')$

สรุปผลแล้ววิจารณ์

(1) s = ?

s' = ?

- เปรียบเทียบว่ามาก-น้อย กว่ากันอย่างไร
- เป็นเพราะ: ?

(2) K_{sp} ของ KIO_3 ในน้ำ = ?

K_{sp} ของ KIO_3 ใน 0.2M KNO_3 = ?

- เปรียบเทียบว่ามาก-น้อย กว่ากันหรือใกล้เคียงหรือเท่ากัน
- เป็นเพราะ: ?

(3)

	ผลการทดลอง	ผลทางทฤษฎี
s	?	0.029 M
K_{sp}	?	8.3×10^{-4}

- เปรียบเทียบ
- เป็นเพราะ: ?

- ตอบคำถามท้ายบท 2 ข้อ
- ส่งรายงานในชั่วโมง
- เอาเครื่องคิดเลขไปด้วย บาง QUIZ อาจต้องใช้

ตัวอย่าง QUIZ

(1) K_{sp} ของปฏิกิริยานี้มีค่าเท่ากับข้อใด

$$M_mN_{n(s)} \rightleftharpoons mM^{x+}_{(aq)} + nN^{y-}_{(aq)}$$

ก. $[M^m]^{x+}[N^n]^{y-}$

ข. $[M^{x+}]^m[N^{y-}]^n$

ค. $[xM^{m+}][yN^{n-}]$

ข้อ ข.

(๒) เกลือ AB_2 ละลายน้ำจนถึงสมดุล ดังนั้นข้อใดถูกต้อง

ก. MOLAR SOLUBILITY ของ CATION > ANION

ข. MOLAR SOLUBILITY ของ CATION < ANION

ค. MOLAR SOLUBILITY ของ CATION = ANION

$$AB_2 \rightleftharpoons A^{2+} + 2B^-$$

$$S \qquad 2S$$

∴ ข้อ ข.

เติมลงในช่องว่าง

- MOLAR SOLUBILITY = ...
- จุดประสงค์ของการทดลองนี้
  = ...
  .....
- ค่าคงที่สมดุลของสารที่ละลายในน้ำได้น้อย เรียกว่า .....
- ผลของไอออนร่วมคือ .....
  .....